



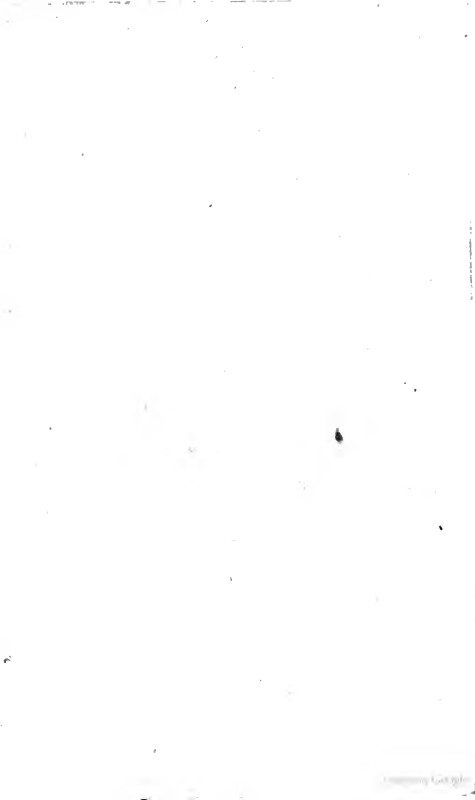


10. 9. 47

BIBLIOTECA PROVINCIALE		
Armadio XVI		Palchetto 26
Num.° d'ordine 45		

NAZIONALE	
B. Prov.	
R. BIBLIOTECA	VITT. EM. III
1999	
NAPOLI	

A. Grov- II 1899



DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

TOME SECOND.

ARG — EAU.



61254

DICTIONNAIRE DE CHIMIE,

SUR LE PLAN DE CELUI DE NICHOLSON;

PRÉSENTANT

LES PRINCIPES DE CETTE SCIENCE DANS SON ÉTAT ACTUEL,
ET SES APPLICATIONS AUX PHÉNOMÈNES DE LA NATURE ,
A LA MÉDECINE, A LA MINÉRALOGIE ,
A L'AGRICULTURE ET AUX MANUFACTURES :

PAR ANDREW URE,

M. D., PROFESSEUR DE L'INSTITUTION ANDERSONNIENNE,
MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ GÉOLOGIQUE, ETC.;

TRADUIT DE L'ANGLAIS SUR L'ÉDITION DE 1821 ,

PAR J^e RIFFAULT,

EX-RÉGISSEUR DES POUDRES ET SALPÊTRES, MEMBRE DE LA LÉGION D'HONNEUR.

TOME SECOND



PARIS,
LEBLANC, IMPRIMEUR-LIBRAIRE,
RUE FURSTENBERG, N.º 8, ABBAYE SAINT-GERMAIN.

1823.



DICTIONNAIRE DE CHIMIE.

ARG



ARGILE. Les argiles, comme corps opaques et non cristallisés, à cassure mate, n'offrent aucun caractère propre à bien déterminer leurs espèces. Cependant, elles sont si abondamment répandues dans la nature, et l'on en fait emploi dans un si grand nombre d'arts, qu'elles méritent une attention particulière. Tous les minéraux argileux sont assez tendres pour être rayés par le fer; leur cassure est terreuse, mate ou unie. Ils exhalent, lorsqu'on souffle dessus par expiration, une odeur particulière appelée argileuse. Les argiles forment avec l'eau, une pâte plastique, ayant beaucoup d'adhérence, qui prend par la chaleur assez de dureté pour devenir capable de faire feu avec le briquet. Les marnes et les craies se ramollissent aussi dans l'eau; mais la pâte qu'elles forment avec ce liquide n'est pas visqueuse, et elle n'acquiert pas au feu la dureté du silex. L'affinité des argiles pour l'humidité se manifeste par la propriété qu'elles ont de happer à la langue, et par l'intensité de chaleur qu'elles exigent pour être mises à l'état de siccité parfaite. L'odeur qu'elles émettent lorsqu'on souffle dessus, comme il vient d'être dit, est due à de l'oxyde de fer qui y est mêlé. Les argiles parfaitement pures n'exhalent point d'odeur.

1. *Terre à porcelaine.* (Le kaolin des Chinois.) Ce minéral est friable, maigre au toucher, et forme difficilement pâte avec l'eau, lorsqu'il est pur. Il est infusible dans un

Tome II.

four à porcelaine; sa couleur est le blanc pur, tournant parfois au jaune, ou au rouge de fer. Ce minéral présente quelquefois des particules de mica, qui décèlent leur origine de feld-spath, ou granite graphite; il adhère à peine à la langue. Sa pesanteur spécifique est 2,2; on le rencontre dans des montagnes primitives, au milieu de blocs de granite, formant des couches interposées: les kaolins sont quelquefois précédés par des lits d'une roche micacée, d'une texture de gneiss, mais rouge et très-friable. Cette disposition remarquable a été observée dans les carrières de kaolin de la Chine, dans celles d'Alençon et de Saint-Yriex près Limoges. Les parties constituantes du kaolin sont: silice 52, alumine 47, oxide de fer 0,33; mais il en est quelques-uns qui, dans leur état de formation récente, contiennent une proportion notable d'eau. Les kaolins de la Chine et du Japon sont plus blancs et plus onctueux au toucher que ceux d'Europe. Le kaolin de Saxe a une légère teinte de jaune, ou incarnat, qui disparaît au feu, et n'est pas due par conséquent à imprégnation métallique. A Saint-Yriex, le kaolin git en couches et aussi en filons, au milieu de blocs de granite, ou plutôt d'une roche de feld-spath, que les Chinois appellent pétunzé. Le kaolin de Cornouailles est très-blanc et onctueux au toucher, et il est évidemment formé de feld-spath ou granite, tombé à l'état de désunion de ses molécules.

2. *Argile à potier, ou argile plastique.* Les argiles de cette variété sont compactes, lisses, presque onctueuses au toucher, et l'on peut les polir avec le doigt lorsqu'elles sont sèches. Elles ont une grande affinité pour l'eau, en formant avec ce liquide une pâte visqueuse, et elles adhèrent fortement à la langue. La pâte de quelques-unes de ces argiles est unie et légèrement transparente. Elles acquièrent une grande solidité, et sont infusibles au four à porcelaine. Cette propriété les distingue des argiles ordinaires employées à la fabrication de poterie grossière. Quelques-unes des

argiles à potier ou plastiques, restent blanches, ou sont rendues telles à un léger degré de chaleur; d'autres tournent au rouge. Leur pesanteur spécifique est 2. La terre à poterie schisteuse de Werner est de couleur gris de cendre foncé; sa cassure en grand est imparfaitement conchoïde, celle en travers est terreuse; les fragmens sont en table; elle est plus légère et plus grasse au toucher que l'argile à potier ordinaire. L'argile plastique de Forge-les-Eaux, qu'on employe pour la confection des pots des verreries, ainsi que pour la poterie, donna, à l'analyse qu'on fit M. Vauquelin, 16 alumine, 63 silice, 1 chaux, 8 de fer et 10 eau. Dans une autre argile à potier, il se trouva 53,2 et 43,5 d'alumine et silice avec 5,5 de chaux.

3. *Glaize*. C'est une argile à potier impure, mêlée de mica et d'oere de fer. Sa couleur est le gris jaunâtre, souvent tachetée de jaune et de brun. Elle est en masse, avec écailles de mica. Elle adhère assez fortement à la langue; elle est légèrement grasse au toucher. Sa densité est inférieure à celle de l'espèce précédente.

4. *Argile panachée*. Cette argile est rayée ou tachetée de blanc, de rouge et de jaune. Elle est en masse avec cassure terreuse, tendant à la cassure schisteuse, donnant de l'éclat par sa raclure. Cette espèce est très-tendre, quelquefois même friable; elle est légèrement onctueuse au toucher, adhérant un peu à la langue, facile à diviser. On la trouve dans la Haute-Lusace.

5. *Argile schisteuse*. Ses couleurs sont le gris ou le jaune grisâtre. On ne la trouve qu'en masse. Elle est mate, ou avec éclat brillant par interposition de mica. Sa cassure est schisteuse, se rapprochant quelquefois de la cassure terreuse. Les fragmens sont en plaques. Elle est opaque, tendre, facile à casser; sa pesanteur spécifique est de 2,6. Cette espèce d'argile happé à la langue et se divise dans l'eau. On la trouve dans le voisinage des couches de houille, et dans le trap secondaire.

6. *Argile endurcie*. Elle est ordinairement d'un gris de nuances diverses, quelquefois rouge, et présentant des dessins tachetés et rubanés. Elle se présente toujours en masse. Elle est mate, avec cassure terreuse à grains fins, passant à la cassure inégale à grains fins, à celle schisteuse ou esquilleuse. Cette argile est opaque, tendre et facile à casser; elle est maigre au toucher et n'adhère point à la langue. On l'a trouvée sur le sommet du Pentland en Écosse, et en Allemagne.

7. *Argile schisteuse graphique*. Sa couleur est le gris légèrement verdâtre. Elle est mate à l'intérieur. Sa cassure en grand est schisteuse, et en petit, terreuse à grains fins; les fragmens sont schisteux. Cette espèce est opaque, prenant de l'éclat par la raclure, peu aigre, facile à casser et à s'exfolier. Elle adhère fortement à la langue, absorbe l'eau rapidement, avec émission de bulles d'air et bruit de craquement. On trouve cette argile à Montmartre, près Paris, en grandes plaques dressées comme des feuilles de carton. On la trouve aussi à Ménilmontant, renfermant de la ménilite. Elle consiste, d'après l'analyse de Klaproth, dans : silice 62,5, magnésie 8, alumine 0,5, chaux 0,25, oxide de fer 4, eau 22, et charbon 0,75. Sa pesanteur spécifique est de 2,08.

8. *Argile schisteuse à polir* de Werner. Sa couleur est le jaune de crème en bandes alternées. Elle est en masse, n'ayant pas d'éclat. Sa cassure est schisteuse, les fragmens sont en plaques. Elle est très-tendre, et adhère à la langue; elle est lisse, mais maigre au toucher. Sa pesanteur spécifique, lorsqu'elle est sèche, est de 0,6, et de 1,9 lorsqu'elle est imbibée d'humidité. On a trouvé cette espèce en Bohême; ses parties constituantes sont : silice 79, alumine 1, chaux 1, oxide de fer 4, et eau 14.

9. *Argile commune*. On peut considérer cette espèce comme étant la même que la glaise. Outre ce qui a été dit ci-devant, nous avons des analyses de quelques argiles pures, dont les résultats y font reconnaître la présence d'une très-

petite quantité de silice, et d'une grande proportion d'acide sulfurique. C'est ainsi que, dans une argile analysée par Bucholz, il se trouva 1 silice, 31 alumine, 0,5 chaux, 0,5 oxide de fer, 21,5 acide sulfurique, 45 eau, 0,5 perte. Une analyse faite par Simon donna 19,35 acide sulfurique sur 100 parties. On doit regarder ces argiles comme des sous-sulfates d'alumine.

AROMATES. On appelle *aromatiques* les plantes qui possèdent une odeur forte et pénétrante, et qui en-même-temps ont une saveur chaude. Elles paraissent devoir leur odeur particulière à une huile essentielle qui s'élève, quand on les distille, soit avec de l'eau, soit avec de l'esprit.

ARRACK. Liqueur spiritueuse qui vient des Indes-Orientales. On la fabrique principalement à Batavia et à Goa, sur la côte de Malabar.

ARRAGONITE. Ce minéral se rencontre en masse, en fibres d'un éclat soyeux, et sous la forme de branches fibreuses qui divergent d'un centre *flosferri*. On la trouve souvent en cristaux, qui paraissent, à la première vue, des prismes réguliers à six pans; mais, en l'observant plus attentivement, on y remarque des fentes longitudinales sur chaque face latérale. On la trouve aussi en prismes allongés. Son éclat est celui du verre; la cassure est foliée et fibreuse. Ses couleurs sont le grisâtre et le gris de perle; souvent dans le milieu, elle est d'un bleu violet ou verte; et la couleur suit la direction des fibres; c'est le vert pour les fibres longitudinales, et le bleu violet pour les fibres transversales. Clivage double, translucide, réfraction double, rayant le spath calcaire, et quelquefois même le verre, cassante. Pesanteur spécifique 2,90. Ce minéral consiste en carbonate de chaux, mêlé quelquefois avec un peu de carbonate de strontiane. On le trouve dans la province d'Arragon, en Espagne; à Léogany

dans le pays de Salzbourg ; à Marienberg, en Saxe, à Sterzingen, dans le Tyrol, et dans des cavités basaltiques, aux environs de Glasgow. Les plus beaux échantillons de ramifications de flosferri viennent des mines d'Eisenhartz, en Stirie. On en a aussi rencontré de beaux morceaux dans les mines de plomb de Dufton, en Angleterre, et dans les ouvrages d'une ancienne mine de houille, appelé Houillère de Lufton-Hill, aux environs de Durham. On la trouve aussi dans les roches de trapp d'Écosse.

ARSENIC. L'arsenic, à l'état métallique, est d'une couleur blanche bleuâtre, susceptible de se ternir par son exposition à l'air ; il y devient jaunâtre d'abord, et passe ensuite au noir. Il est cassant, et sa fracture présente une texture lamelleuse. Sa pesanteur spécifique est 5,765. En vaisseaux clos, il se sublime en entier à 180° centigrades ; mais il brûle avec une flamme légère, s'il y a présence d'air.

L'arsenic qu'on trouve dans le commerce est sous la forme d'oxide blanc. Il nous vient principalement du travail des mines de cobalt en Saxe, où l'on prépare le safre. Ces mines contiennent une grande proportion d'arsenic, qu'on en sépare par une longue torréfaction. A cet effet, on introduit le minerai dans un fourneau ressemblant à un four de boulanger, muni d'un tuyau ou d'une cheminée horizontale d'environ quatre-vingts mètres de long, dans lequel la fumée passe, et se condense sous forme d'une poudre grisâtre ou noirâtre. On raffine cette poudre, en la sublimant une seconde fois en vaisseaux clos, avec un peu de potasse, pour retenir les impuretés. Comme la chaleur est considérable, elle fond les fleurs sublimées dans ces masses cristallines qu'on trouve dans le commerce. (*Voyez ACIDE ARSENIQUE.*)

On peut, au moyen de cet oxide, obtenir le métal pur, en le fondant rapidement avec deux fois son poids de savon mou et une égale quantité d'alcali, et versant le mélange à l'état de fusion dans un cône de fer ; ou bien, en mêlant l'oxide en

poudre fine avec de l'huile, et exposant le tout, dans un matras, à la chaleur d'un bain de sable. Ce dernier procédé offre trop de dangers pour être exécuté autrement qu'en plein air, ou dans un endroit où il y a un courant d'air bien établi qui enlève les fumées; l'huile décomposée passe d'abord, et l'arsenic se sublime ensuite, sous forme d'une substance métallique, en feuilles floconneuses. On peut encore se le procurer, en faisant un mélange de deux parties d'acide arsénieux et d'une de flux noir, et l'introduisant dans un creuset recouvert d'un second. Les deux creusets étant bien lutés, au moyen d'un lut d'argile et de sable, on porte le creuset inférieur à une chaleur rouge. Le métal ne tarde pas à se réduire, et à venir se condenser dans le creuset supérieur.

L'arsenic est rangé parmi les métaux les plus combustibles. Il brûle avec une flamme bleue, en répandant une odeur d'ail, et il se sublime à l'état d'acide arsénieux.

L'acide sulfurique concentré n'attaque pas l'arsenic à froid; mais quand on le fait bouillir sur ce métal, il se dégage du gaz acide sulfureux, une petite quantité de soufre se sublime, et l'arsenic est réduit à l'état d'oxide.

L'acide nitrique agit très-vivement sur l'arsenic, et le convertit en acide arsénieux ou en acide arsénique, si l'on en met un grand excès.

L'acide muriatique bouillant dissout l'arsenic, mais n'a que très-peu d'action sur lui à froid. Cette dissolution est précipitée par les alcalis. L'addition d'une petite quantité d'acide nitrique favorise beaucoup la dissolution du métal; cette dissolution, chauffée d'abord, puis condensée en vaisseaux clos, se sublime totalement en un liquide épais, connu autrefois sous le nom de *beurre d'arsenic*. Le métal, projeté en poudre fine dans le chlore gazeux, y brûle avec une flamme blanche légère, et est converti en chlorure.

Les alcalis et les terres sont sans action sur l'arsenic métallique; à moins qu'on ne le tienne pendant fort long-temps en ébullition dans une grande quantité de lessive alcaline.

Les nitrates défont avec l'arsenic, et le convertissent en acide arsenique, qui, se combinant avec la base du nitrate, donne naissance à un arséniate qui reste au fond du vaisseau.

Les muriates n'exercent sur lui aucune action; mais si l'on mêle trois parties de chlorate de potasse avec une partie d'arsenic en poudre fine, mélange qu'on doit faire avec de grandes précautions et d'une main très-légère, une très-petite quantité, placée sur une enclume, et frappée avec le marteau, fera explosion avec flamme, accompagnée d'un bruit considérable; touché avec du feu, il brûlera avec une rapidité inconcevable; et projeté dans l'acide sulfurique concentré, il se développera, à l'instant où il touchera le liquide, un jet de flammé si brillant que la vue en est éblouie.

L'arsenic se combine promptement avec le soufre par fusion et sublimation, et forme avec lui deux composés: l'un jaune, appelé *orpiment*; l'autre rouge, appelé *realgar*. On ne connaît pas bien précisément leur nature et ce qui fait leur différence; mais Fourcroy considère le premier comme étant une combinaison du soufre avec l'oxide d'antimoine; et le second comme formé de soufre uni au métal pur: il trouva en effet, que par l'action des acides, le sulfure rouge était transformé dans le sulfure jauné.

A la chaleur de l'ébullition, l'arsenic se dissout dans les huiles grasses; la dissolution est noire, et elle a, quand elle est refroidie, la consistance d'un onguent. La plupart des métaux s'unissent à l'arsenic, qui fait aussi partie de presque tous les alliages qui possèdent quelqn'éclat métallique.

L'iode et l'arsenic s'unissent, et forment un iodure d'une couleur rouge pourpre foncé, et jouissant des propriétés d'un acide. Il est soluble dans l'eau, et sa dissolution donne lieu, avec la potasse, à un composé soluble. L'arsenic se combine avec l'hydrogène, en produisant une substance très-dangereuse, appelée gaz hydrogène arsénié. Pour le préparer, on fond, dans un creuset couvert, trois parties d'étain en grenaille, avec une d'arsenic métallique en poudre; et

après avoir brisé cet alliage en petits morceaux, on l'introduit dans une cornue de verre avec de l'acide muriatique. Par l'application d'une légère chaleur, le gaz hydrogène se dégage, et on peut le recevoir sur une cuve à mercure ou sur l'eau; il reste dans la cornue du proto-muriate d'étain. Quand on emploie 1 partie d'arsenic pour 15 d'étain, le premier de ces métaux est entièrement entraîné par l'hydrogène dégagé. 100 parties de gaz hydrogène arsénié en contiennent 140 d'hydrogène pur, ainsi que cela est démontré quand on le chauffe avec l'étain. Suivant sir Humphry Davy, sa pesanteur spécifique est de 0,5552; et suivant Tromsdorf, elle est de 0,5295. Stromeyer assure que, soumis à un froid de -30° centigr., il se condense en un liquide. Quand on le fait détoner avec deux fois son volume d'oxygène, il se forme de l'eau et de l'oxide d'arsenic; si on l'enflamme à sa sortie d'un tube, il se dépose de l'hydrure d'arsenic. Le soufre, le potassium, le sodium et l'étain, décomposent le gaz hydrogène arsénié, en s'emparant de son métal; et dans le cas du soufre, il se forme de l'hydrogène sulfuré. En retranchant de la pesanteur spécifique du gaz hydrogène arsénié celle du gaz hydrogène $\frac{110}{100}$, nous aurons la proportion d'arsenic présent : $0,55520 - 0,09716 = 0,45804$ = la quantité d'arsenic dans 100 mesures du gaz; ce qui donne, en poids, le rapport d'environ 6 d'arsenic pour 1 d'hydrogène; mais l'analyse de Stromeyer, au moyen de l'acide nitrique, donne environ 50 d'arsenic pour 1 d'hydrogène, ce qui se rapproche probablement beaucoup plus de la vérité. Un atôme d'hydrogène est à un atôme d'arsenic, comme 1 est à 76, et 2 par conséquent, comme 1 à 38. Gehlen périt victime de ses expériences sur ce gaz; c'est pourquoi l'on ne doit se livrer qu'avec la plus grande circonspection aux nouvelles recherches qu'il peut exiger. Si l'on ajoute du chlore à un mélange d'hydrogène arsénié et d'hydrogène sulfuré, le volume diminue, et il se dépose des flocons jaunes. L'acide nitrique concentré fait explosion dans ce gaz, en y répandant d'abord des fumées nitreuses; mais

si l'acide est étendu, la décomposition a lieu tranquillement. La densité de l'hydrogène dans ce gaz composé est 0,09716; par conséquent, d'après l'analyse de Stromeyer, nous avons, pour calculer sa densité, la proportion suivante : $2,19 : 0,09716 :: (2,19 + 106) : 4,817$, quantité presque neuf fois plus grande que ce qu'avait donné l'expérience.

Le gaz hydrogène arsénié éteint instantanément la flamme, et occasionne la mort des animaux qui le respirent. L'eau n'a point d'action sur lui. D'après les expériences de sir Humphry Davy et de MM. Gay-Lussac et Thénard, il paraît qu'il existe une combinaison solide d'hydrogène et d'arsenic, ou un hydrure, qui se produit quand on met en contact avec le pôle négatif d'une batterie voltaïque de l'arsenic immergé dans l'eau. Cet hydrure est d'un brun rougeâtre, et dépourvu d'éclat, de goût et d'odeur. Il n'est point décomposé à une chaleur voisine du rouge cerise; mais à cette température, il absorbe l'oxygène, d'où il résulte de l'eau et de l'acide arsenicux accompagnés de développement de chaleur et de lumière. On ne connaît pas la proportion de ses principes.

L'arsenic est employé dans un grand nombre d'arts. On le fait entrer dans la composition des alliages métalliques auxquels on veut donner de la blancheur. Les fabricans de verre en font usage, mais l'effet qu'il produit dans le verre ne paraît pas encore clairement expliqué. L'orpiment et le réalgar sont employés comme couleurs. (V. ACIDES ARSENIQUE ET ARSENEUX.)

ASBESTE. Minéral dont il existe cinq variétés, toutes plus ou moins flexibles ou fibreuses.

1. **AMIANTE.** Elle se trouve en fibres très-allongées, fines, flexibles, élastiques, de couleurs blanche, verdâtre ou rougeâtre. Elle est quelquefois onctueuse au toucher; son éclat est soyeux ou nacré, et elle est légèrement translucide. Elle est sectile. Sa pesanteur spécifique est de 1 à 2,5. Au chalumeau, elle se fond difficilement en un émail blanc. On la rencontre pour l'ordinaire dans la serpentine, dans la taren-

taise, en Savoie; en fibres très-allongées et fort belles, en Corse; près de Barèges, dans les Pyrénées; dans le Dauphiné et le Saint-Gothard; à Saint-Keverne, dans le Cornouailles; à Portsoy, en Écosse; et dans du schiste micacé, à Glonelg, Invernesshire, et près de Durham. L'amiante est formée de 59 silice, 25 magnésie, 9,5 chaux, 3 alumine, et 2,25 oxide de fer.

Les Anciens fabriquaient, avec les fibres de l'asbeste, des pièces d'étoffes, dans lesquelles ils enveloppaient, dit-on, les corps des morts, avant de les exposer sur le bucher funéraire. Plusieurs Modernes sont aussi parvenus à faire de ces tissus; et tout le secret paraît consister dans un mélange de lin avec grand emploi d'huile, qui sont consumés l'un et l'autre après que le vêtement a été pendant quelque temps exposé à l'action de la chaleur rouge. Quoique les vêtemens d'asbeste, après avoir été salis, reprennent toute leur blancheur par leur exposition à la chaleur, néanmoins plusieurs expériences authentiques ont prouvé que ce traitement leur faisait perdre quelque chose de leur poids. Les fibres de l'asbeste, exposées à l'action du chalumeau, présentent quelques indices de fusion; quoique les parties, au-lieu de couler ensemble, se réduisent en poudre, et tombent en partie, tandis que les autres semblent disparaître devant le courant d'air. L'ignition enlève à l'asbeste un peu de sa flexibilité.

2. ASBESTE COMMUNE. On la trouve en masse ou en fibres d'un vert foncé, et avec un éclat un peu nacré. Les fragmens sont esquilleux. Elle n'est pas flexible, et sa densité est bien plus grande que celle de l'amiante. Elle est légèrement onctueuse au toucher. Pesanteur spécifique 2,7. Elle se fond difficilement en une scorie blanche. Elle est composée de 63,9 silice, 16 magnésie, 12,8 chaux, 6 oxide de fer et 1,1 alumine. Elle est plus abondante que l'amiante, et se trouve ordinairement dans la serpentine, comme cela arrive à Portsoy, dans l'île d'Anglesea et dans le Lizard, en Cornouailles. Elle a été trouvée par le docteur M'Culloch, dans la pierre à chaux de

Glentilt, à l'état pâteux; mais elle acquit bientôt de la dureté par son exposition à l'air.

3. **CUIR DE MONTAGNE.** Cette variété n'est point formée, comme la précédente, de fibres parallèles; mais elles sont entrelacées de manière à rendre le minéral très-dur. Quand il est en morceaux très-peu épais, on lui donne le nom de *papier de montagne*. Sa couleur est le blanc jaunâtre, et il est maigre au toucher. On l'a trouvé à Wanlockhead, dans le Lanarkshire. Sa pesanteur spécifique est incertaine.

4. **LIÈGE DE MONTAGNE OU ASBESTE ÉLASTIQUE.** Ainsi que la précédente, cette variété est formée de fibres entrelacées. Elle est opaque, est maigre au toucher; et sous ce rapport, elle ressemble assez au liège, dont elle possède le même degré d'élasticité. Elle nage sur l'eau. Ses couleurs sont le blanc, le gris et le brun jaunâtre. Elle reçoit l'impression de l'ongle, se brise quand on la manie, et se fond difficilement au chalumeau. Sa pesanteur spécifique est de 0,68 à 0,99. Elle est composée de silice 62, carbonate de chaux 12, carbonate de magnésie 23, alumine 2,8, oxide de fer 3.

5. **BOIS DE MONTAGNE.** Asbeste ligniforme. On le trouve ordinairement en masse, de couleur brune, ayant l'apparence du bois. A l'intérieur, il a peu d'éclat. Il est doux, sectile, opaque, maigre au toucher, et fusible en une scorie noire. Pesanteur spécifique 2,6. On le trouve dans le Tyrol, le Dauphiné, et en Écosse, à Glentilt, Portsoy et Kildrunic.

ASPARAGINE. Principe végétal particulier, en cristaux blancs transparens, qui se forment spontanément dans le suc des Asperges, évaporé en consistance de sirop. Ces cristaux ont la forme de prismes rhomboïdaux; ils sont durs et cassans, et ont une saveur fraîche et légèrement nauséabonde. Ils se dissolvent dans l'eau chaude, mais à peine dans l'eau froide, et nullement dans l'alcool. Chauffés, ils se gonflent, et émettent des vapeurs pénétrantes qui affectent les yeux et le nez, comme la fumée de bois. Leur dissolution est sans action sur

les couleurs bleues végétales, et elle n'est point affectée par l'hydrosulfure de potasse, l'oxalate d'ammoniaque, l'acétate de plomb, ou l'infusion de noix de galle. La chaux en dégage de l'ammoniaque, quoiqu'il ne s'en développe point lorsqu'on la triture avec de la potasse. On doit commencer par chauffer le suc d'asperge, afin d'en faire coaguler l'albumine, puis on le filtre, et on l'abandonne, pendant quinze ou vingt jours, à une évaporation spontanée. Il se dépose, avec les cristaux d'asparagine, de petites aiguilles peu consistantes, qui paraissent analogues à la *mannite*, et qu'on peut aisément séparer des premiers. MM. Vauquelin et Robiquet, *Annales de Chimie*, vol. LV; et *Nicholson's Journal* 15.

ASPHALTE. Cette substance, qu'on appelle aussi bitume de Judée ou poix juive, est douce au toucher, dure, cassante, noire ou brune, à fracture polie, se fondant aisément à l'aide de la chaleur, et qui, à l'état de pureté, brûle sans laisser de résidu. On la trouve, à l'état liquide ou de consistance très-molle, sur la surface de la Mer-Morte*. Mais à la longue, elle se dessèche et durcit. On rencontre aussi cette même espèce de bitume dans le sein de la terre, dans différentes contrées, en Chine, en Amérique, et particulièrement dans l'île de la Trinité; dans quelques parties de l'Europe, comme dans les montagnes de Carpathian, en France, etc. Suivant Boyle, la pesanteur spécifique de l'asphalte est de 1,400; et suivant Kirwan, de 1,07 à 1,65. Un échantillon venant d'Albanie, d'une pesanteur spécifique de 1,205, examiné par Klaproth, n'était soluble que dans les huiles et l'éther. Cinq parties d'huile de pétrole rectifié en dissolvaient

* Dans les Mémoires de l'Académie des Sciences de Paris, pour 1778, on trouve une analyse de l'eau de cette mer par Macquer, Lavoisier et M. Sage. Il paraît, d'après cette analyse, qu'elle contient 22 p. 100 de muriate de magnésie, 16 de muriate de chaux, et 6 de muriate de soude. Sa pesanteur spécifique est 1,25. Elle est limpide et sans odeur.

une d'asphalte dans l'espace de vingt-quatre heures, sans l'aide de la chaleur. Analysée par la voie sèche, 100 parties produisirent 32 d'huile bitumineuse, 61 eau légèrement imprégnée d'ammoniaque, charbon 50, $7\frac{1}{2}$ silice, $7\frac{1}{2}$ alumine, $\frac{1}{2}$ chaux, $1\frac{1}{4}$ oxide de fer, $\frac{1}{2}$ oxide de manganèse, et 590 centimètres cubes de gaz hydrogène.

Suivant Neuman, l'asphalte qu'on trouve dans le commerce est un composé très-différent du bitume natif, et varie ordinairement dans ses propriétés, suivant la nature de ses ingrédients. C'est pour cette cause sans doute, et pour plusieurs autres raisons, qu'on ne fait presque plus du tout aujourd'hui usage en médecine de l'asphalte.

Les Égyptiens employaient l'asphalte pour embaumer les corps, et lui avaient donné très-convenablement le nom de *inomie minérale*. On s'en servait comme mortier à Babylone.

ASSA FOETIDA. L'assa foetida s'obtient d'une belle plante ombellifère, qui croît en Perse, et dont les racines, de couleur noire, ressemblent entièrement à un gros panais. En les coupant transversalement, l'assa foetida en exsude sous forme d'un suc blanc épais, semblable à de la crème. Par son exposition à l'air, il devient de plus en plus jaune, et enfin il passe tout-à-fait au brun. Il entre très-aisément en putréfaction; aussi ceux qui le recueillent ont grand soin de le défendre des rayons du soleil. Le suc nouvellement extrait a une odeur excessivement forte, qui s'affaiblit de plus en plus quand on le conserve; et 4 grammes du suc frais donnent une odeur plus pénétrante que 45 kilogrammes d'assa foetida sèche, telle qu'on la trouve en Europe. Les Perses sont ordinairement obligés de fréter des bâtimens, dont toute la cargaison consiste en cette substance, parce qu'aucune autre marchandise ne peut être transportée avec elle, son odeur pénétrante infectant tout ce qui l'approche.

L'assa foetida ordinaire du commerce est jaunâtre ou brunâtre, onctueux et dur; il a une saveur âcre et amère,

et une odeur forte et désagréable, analogue à celle de l'ail. Newman obtint d'environ 124 grammes d'assa foetida, au moyen d'esprit rectifié, 85,4^{gr.} d'extrait résineux; et ensuite, par l'eau, 12 grammes d'extrait gommeux, et il resta environ 24 grammes de matière terreuse dissoute. En traitant d'abord par l'eau, il enleva, des 124 grammes d'assa foetida, 56,5^{gr.} d'extrait gommeux.

On administre l'assa foetida dans les affections nerveuses et hystériques; il agit comme désobstruant et anthelmentique. On le conserve en teinture, dans les pharmacies, et il entre dans la composition des pillules de Galbanum, du collége de Londres.

ASTRINGENT. (PRINCIPE) La qualité que l'on appelle astringente, considérée comme saveur distincte, n'est point susceptible d'être définie. Elle se manifeste dans le brou de la noix, le thé vert, et principalement dans la noix de galle. Cette saveur est due probablement à ce que les acides ont la propriété de érisper les fibres de la bouche et de la langue, effet qu'on regarde comme caractéristique de la qualité astringente, en ce qui se rapporte à la saveur; et c'est pourquoi l'acide gallique, que l'on trouve ordinairement uni avec le véritable principe astringent, n'a été pendant long-temps confondu avec lui. M. Seguin les distingua le premier, et donna à ce principe le nom de *tannin*, d'après son usage dans le tannage des peaux. Le caractère distinctif de ces deux substances est que l'acide gallique forme avec le fer un précipité noir; et que le principe tannant forme un composé insoluble avec l'albumine. (*Voyez TANNIN.*)

ATHANOR. C'est une espèce de fourneau dont on ne fait plus usage depuis long-temps. Les opérations sans fin des anciens chimistes leur faisaient désirer que leurs feux pussent s'alimenter d'eux-mêmes en proportion de la consommation; le fourneau nommé athanor était principalement construit dans

cette vue. Outre les parties ordinaires, il était muni d'un cylindre creux dans lequel on mettait du charbon; sa partie supérieure se fermait ensuite hermétiquement au moyen d'un couvercle qui s'emboîtait parfaitement, et sa partie inférieure communiquait avec le foyer du fourneau. D'après cette disposition, le charbon descendait graduellement dans le fourneau, à mesure que la combustion lui avait fait de la place; tandis que celui renfermé dans le cylindre ne pouvait point se brûler, n'ayant aucune communication convenable avec l'air.

ATMOMÈTRE. C'est le nom d'un instrument imaginé par le professeur Leslie, pour mesurer la quantité d'exhalation d'une surface humide, dans un temps donné. Il consiste en un ballon mince de poterie poreuse, de 5 à 7 centimètres de diamètre, ayant un petit col auquel est fortement cimenté un long tube de verre portant des divisions, dont chacune correspond à une section annulaire interne, égale à une pellicule de liquide qui recouvrirait la surface extérieure du ballon sur une épaisseur de 0,00025 millimètres. Ces divisions s'établissent par un calcul simple, et se prolongent vers le bas jusqu'à 100 ou 200. Le sommet du tube de verre est muni d'une garniture en cuivre, avec un collet de cuir, qui, lorsque le tube est rempli d'eau distillée ou bouillie, est vissée dessus, et se ferme hermétiquement. Ayant alors bien essuyé la partie extérieure du ballon, on suspend l'instrument au-dehors, et on l'expose à la libre action de l'air. La quantité d'évaporation d'un ballon humide est la même que celle qui a lieu sur un cercle d'un diamètre double de celui de la sphère. Dans l'atmomètre, l'humidité transude à travers les pores de la poterie, en proportion de la quantité qui s'évapore de la surface extérieure, et cette perte est mesurée par l'abaissement correspondant de la colonne liquide dans le tube gradué. En-même-temps, la fermeture en cuir, détruisant la pression de la colonne liquide, l'empêche de se répandre en trop grande quantité, et de suinter par gouttes à

travers le ballon; inconvénient qui, dans le cas d'une évaporation très-faible, ne manquerait pas d'avoir lieu. A mesure que l'expérience marche, l'humidité qui recouvre la surface extérieure absorbe à son tour de l'air atmosphérique qui s'introduit dans l'intérieur du ballon, et s'élève en un petit courant continu, dans le tube où il remplace l'eau dépensée. La proportion de l'évaporation n'est nullement changée par la qualité de la porcelaine poreuse employée; elle est absolument la même quand la surface extérieure est presque sèche, ou quand elle est mouillée par l'humidité en excès. Quand la dépense de l'eau est très-grande, on peut la laisser filtrer, en dévissant la garniture, et prenant bien soin toutefois de ne laisser tomber aucune goutte d'eau. (*Leslie on heat and moisture.*)

ATMOSPHERE. (*Voyez AIR ATMOSPHERIQUE.*)

ATOMIQUE. (THÉORIE) (*Voyez ÉQUIVALENS CHIMIQUES.*)

ATROPA. Principe végétal vénéneux, probablement alcalin, récemment extrait de l'atropa-belladone (morelle vénéneuse), par M. Brandes; nous ne connaissons point le détail de ses propriétés.

ATROPINE. Alkali végétal nouvellement découvert par le docteur Brandes, qui l'a obtenu de l'atropa-belladone (morelle mortelle). Cette substance alcaline blanche, brillante, cristallise en longues aiguilles; elle n'a pas de saveur, et est peu soluble dans l'eau, ainsi que dans l'alcool. Elle résiste à une chaleur médiocre. Elle forme avec les acides des sels réguliers, et peut neutraliser une proportion considérable d'acide.

Le sulfate d'atropine est composé de

Acide sulfurique.	56,52.	5,00
Atropine.	58,93.	5,33
Eau.	24,55.	
	100,00	

Tome II.

ATTRACTION. Les exemples d'attraction qui se manifestent par les phénomènes qui ont lieu autour de nous sont extrêmement nombreux, et se présentent continuellement à notre observation. L'effet de la pesanteur, cause du poids des corps, est si universel, que nous pouvons à peine nous former sans elle aucune idée de l'existence de l'Univers. On peut également remarquer d'autres attractions, telles que celles du magnétisme et de l'électricité; et toutes les expériences des chimistes tendent à faire voir que les corps sont composés de différens principes qui adhèrent les uns aux autres avec divers degrés de force, et que l'on peut isoler par des méthodes connues. C'est une grande question parmi les physiciens, si toutes les attractions qui s'établissent entre les corps doivent être attribuées à une cause générale modifiée par les circonstances, ou si différentes causes originales et distinctes agissent en-même-temps sur les molécules des corps. Au commencement de ce siècle, les physiciens étaient disposés à considérer les diverses attractions comme essentiellement différentes, parce que les lois de leur action diffèrent entre elles; mais les Modernes semblent portés à généraliser ce sujet, et à regarder toutes les attractions qui ont lieu entre les corps, ou du-moins celles qui sont permanentes, comme dépendantes d'une seule et même cause, quelle qu'elle soit, qui dirige à-la-fois le mouvement des corps immenses qui circulent dans l'espace céleste, et celui des particules infiniment petites qui, dans les opérations chimiques, sont transportées d'une combinaison à une autre. Les anciens physiciens observèrent, par exemple, que l'attraction de gravitation agit sur les corps avec une force qui est inversement proportionnelle au-carré de la distance; et, par des considérations mathématiques, ils en ont déduit que la force d'attraction entre les particules des corps elles-mêmes doit suivre la même loi; mais, quand leurs observations vinrent à être appliquées à des corps fort rapprochés les uns des autres, ou en contact, l'adhésion qui eut lieu alors, se trouva bien supérieure à celle que l'on

aurait pu déduire de la loi appliquée aux centres de gravité : on en conclut conséquemment, que l'attraction de cohésion est soumise à une raison plus élevée, et est probablement proportionnelle aux cubes des distances. Les Modernes, au contraire, et parmi eux Bergman, Guyton-Morveau, et plusieurs autres, ont remarqué que ces déductions sont trop générales, parce qu'elles sont, pour la plupart, tirées de la considération des corps sphériques, lesquels ne donnent point qu'à contact, ou du moins qu'à un contact indéfiniment petit, qu'ils exercent les uns sur les autres les mêmes forces, de quelque côté qu'on les présente. Ils observent pareillement que la conséquence dépendante de la somme des attractions dans des corps non sphériques, et à une petite distance des uns des autres, ne suivra pas la loi de la raison inverse du carré de la distance comptée d'un point quelconque pris pour centre de gravité, en admettant que toutes les molécules soient soumises à cette loi; mais qu'elle en différera beaucoup, suivant les faces des solides qui seront présentées les unes aux autres, et leurs distances respectives; de telle sorte, que les attractions de certaines molécules, indéfiniment rapprochées les unes des autres, seront indéfiniment augmentées, quoique la raison des forces qui agissent sur les molécules plus éloignées puisse rester à-peu-près la même.

Cette doctrine, qui cependant demande à être plus rigoureusement approfondie par l'application des principes mathématiques, conduit évidemment à un grand nombre de conséquences intéressantes. Un des premiers résultats qu'on en a tirés, quoique plusieurs écrivains l'aient traité de chimère, est la polarité des molécules matérielles, ou leur disposition à présenter d'elles-mêmes, à leur approche, sous certaines faces.

Elles sont, en réalité, de pures spéculations, qui, en considérant l'état actuel de la chimie, se trouvent sur la même route que la théorie de la gravitation, qui est minutieusement traitée dans Plutarque, relativement à l'astronomie, avant

le temps de Newton. De même que les phénomènes célestes furent autrefois classés simplement d'après l'observation, et qu'aujourd'hui ils sont calculés d'après leur cause physique, la gravitation; de même aussi aujourd'hui la chimie est la science des faits convenablement arrangés, sans le secours d'aucune théorie immédiatement déduite des figures, des volumes des densités, ou des actions mutuelles des molécules des corps. Ce qu'elle deviendra dans la suite, dépend de l'habileté et des recherches des chimistes à venir; mais à présent, nous devons rejeter ces théories de son enfance, pour nous occuper plus immédiatement des faits.

Que les particules des corps s'attirent mutuellement les unes les autres, c'est un fait qui est évident, d'après l'adhérence qui produit la solidité, et qui exige l'emploi d'une certaine force pour être surmontée. Pour plus de clarté, on a considéré les effets variés d'attraction, comme différentes espèces d'affinités ou de forces. Cette puissance, que les physiciens appellent attraction de cohésion, est généralement appelée, par les chimistes, attraction d'aggrégation. L'aggrégation est regardée comme la force qui fait adhérer les parties d'un même corps entre elles. Ainsi, un certain nombre de morceaux de soufre en masse, réunis ensemble par fusion, forment un aggrégat, dont les parties peuvent de nouveau être déssunies par des moyens mécaniques. Ces parties ont reçu le nom de parties intégrantes; c'est-à-dire, qu'on nomme parties intégrantes les parties les plus petites auxquelles un corps puisse être ramené, soit en réalité, soit par la pensée, sans que ce corps ait changé de nature. Ainsi, lorsqu'on combine du soufre avec un alcali pour former un foie de soufre, nous pouvons concevoir que cette masse soit divisée et subdivisée à un degré extrême, jusqu'à ce que finalement une petite partie ne consiste plus qu'en une seule particule de soufre unie à une seule d'alcali: cette partie sera alors une partie intégrante; et si on la divise à son tour, on fera ce que les chimistes appellent une décomposition, et les particules, qui ne

seront plus alors formées d'une de soufre et d'une d'alcali, mais d'une particule de soufre isolée, et d'une d'alcali aussi isolée, sont ce qu'ils nomment parties composantes ou élémens, principes.

L'union grossière des corps est appelée mélange. C'est ainsi que le sable et un alcali peuvent être mêlés ensemble; mais quand les très-petites parties d'un corps s'unissent à celles d'un autre, si intimement qu'ils forment une substance dont les propriétés sont différentes de celles des corps primitifs, cette substance est appelée combinaison ou composition, composé. Si le mélange de sable et d'alcali est exposé à une forte chaleur rouge, leurs plus petites particules s'unissent, et forment le verre.

Les anciens chimistes furent très-curieux de connaître les principes premiers, ou les élémens des corps, et ils entendaient par là toute substance que leur art ne leur permettait pas de rendre plus simple. Ils semblent néanmoins s'être aperçus que les limites de leur art n'étaient point celles de la nature. Aujourd'hui il n'est plus guère question des élémens. Les substances que jusqu'ici on n'a pu parvenir à analyser, ou qui, si elles ont été décomposées, ont échappé aux observations des chimistes, sont regardées comme étant des substances simples relativement à l'état actuel des connaissances, mais sous ce point seulement; car bien des expériences nous font espérer que des recherches nouvelles viendront un jour éclairer leur nature et leur composition. Quelques écrivains, ayant appelé ces substances du nom de principes primaires, ont distingué les composés qu'elles forment, par celui de principes secondaires, supposant qu'elles en font de nouveau en combinaison sans éprouver aucune décomposition ou changement quelconque. On doit avouer néanmoins qu'aucune expérience n'a jusqu'à présent démontré l'existence d'une semblable loi. Nous pouvons bien à-la-vérité reconnaître si un corps composé est formé de trois ou d'un plus grand nombre de principes; mais nous ne savons nullement

si deux de ces principes étaient préalablement unis de manière à former une substance simple par rapport à la troisième, ou si leur arrangement est tout autre. Cependant il paraît évident qu'il existe une certaine combinaison, en faisant des unions de différentes sortes. Ainsi, une faible dissolution alcaline ne dissout point l'huile, et une combinaison de l'huile avec l'alcali ne se détruira pas par l'addition d'eau. L'alcali adhère donc davantage au principe avec lequel il étoit d'abord uni. (Voyez l'article VÉGÉTAUX.)

Si deux corps solides, disposés à s'unir l'un avec l'autre, sont amenés en contact, les molécules qui se touchent se combineront et forment un composé; et si la température à laquelle il prend la forme fluide est plus élevée que celle à laquelle se fait l'expérience, l'action ne s'étendra pas au-delà, parce que ce nouveau composé, se trouvant alors interposé entre les deux corps, s'opposera à leur combinaison ultérieure; mais si, au contraire, le point de congélation du composé est plus bas que celui de sa température, il y aura liquéfaction; et les molécules fluides ayant la liberté de se disposer d'elles-mêmes en suivant les lois de leurs attractions, le procédé se continuera, et toute la masse se changera graduellement en un composé nouveau à l'état fluide. On peut avoir un exemple de ces faits, en mêlant ensemble du muriate de soude bien sec, et de la glace pilée. Les cristaux du sel ne se fondent pas seuls, à moins qu'on ne les expose à une très-forte chaleur; et les cristaux d'eau, c'est-à-dire, la glace, ne se liquéfient qu'autant que la température est maintenue à zéro; et nous avons, par hypothèse, supposé que celle des deux corps étoit au-dessous de ce point, puisque l'eau conservait l'état solide. Maintenant, c'est un fait bien connu que la saumure, ou une dissolution de sel marin dans l'eau, ne peut se congeler que lorsque l'on abaisse sa température à 3°,55 centigrades environ au-dessous de celle de la congélation de l'eau pure; il s'ensuit donc, que si la température à laquelle se fait l'expé-

rience est plus élevée que celle-ci, les premières combinaisons de sel et de glace en formeront une saumure liquide, et la combinaison continuera de s'opérer jusqu'à ce que la température de la masse se soit graduellement abaissée jusqu'au point de congélation de l'eau salée. A cette époque, la combinaison cesserait d'avoir lieu, si les corps environnans ne tendaient pas continuellement à élever la température; et en effet, on trouve par expérience, que si l'on refroidit préalablement la glace et le sel au-dessous de la température de la congélation de l'eau salée, il n'y aura ni combinaison ni liquéfaction. (Voyez CALORIQUE.)

Les exemples dans lesquels les corps solides se combinent ainsi les uns avec les autres n'étant pas fort nombreux, et la fluidité qui vient immédiatement après le commencement de ces sortes d'expériences, ont porté plusieurs chimistes à considérer la fluidité de l'un des corps qu'on fait agir ensemble, ou de tous les deux, comme étant nécessaire pour qu'ils puissent produire l'un sur l'autre une action chimique. *Corpora non agunt nisi sint fluida.*

Si l'un des deux corps qu'on fait agir l'un sur l'autre est fluide à la température à laquelle se fait l'expérience, toutes ses parties s'uniront successivement avec celles du solide, qui sera par cette manière tenu en suspension dans le liquide, et disparaîtra. Dans ce cas, le liquide est appelé dissolvant ou menstrue, et l'on dit que le solide est dissous.

Quelques substances s'unissent entre elles en toutes proportions. C'est ainsi que les acides s'unissent avec l'eau; mais il y a aussi beaucoup de substances qui, à une température donnée, ne peuvent se dissoudre dans un fluide au-delà d'une certaine proportion. L'eau, par exemple, dissout seulement environ un tiers de son poids de sel marin; et si l'on en ajoute davantage, il restera au fond sans forme solide. Un liquide qui tient ainsi en dissolution autant d'une substance qu'il en peut dissoudre, est dit saturé de cette substance; mais la saturation par un corps donné est loin d'empêcher le liquide

de dissoudre un autre corps, car il arrive souvent, au contraire, que le pouvoir dissolvant du composé excède celui du fluide primitif lui-même. Les chimistes emploient encore le mot de saturation dans un autre sens; et pour désigner la combinaison de deux corps qui produit un composé, dont les propriétés sont les plus éloignées de celles des composans eux-mêmes. Dans les combinaisons où l'un des principes prédomine, ce principe est dit sursaturé; et l'autre principe est sous-saturé, ou incomplètement saturé.

La chaleur augmente, en général, le pouvoir dissolvant des liquides, en empêchant probablement une partie de la substance dissoute de se congeler ou de prendre la forme solide.

Il arrive souvent que des corps qui n'ont point de tendance à s'unir sont amenés à la combinaison par le moyen d'un troisième corps, que l'on appelle alors médium. C'est ainsi qu'on fait unir l'eau et les huiles grasses, par l'intermédiaire d'un alcali, dans la combinaison appelée savon. Quelques écrivains, qui cherchent à multiplier les expressions, appellent cette tendance à s'unir, *affinité d'intermède*, et on l'a aussi notifiée *affinité disposante*; mais M. Berthollet l'a désignée plus convenablement par le mot d'*affinité réciproque*. Il distingue également l'affinité en *affinité élémentaire*, quand elle s'exerce entre les parties élémentaires des corps; et en *affinité résultante*, quand elle est due à un composé seulement; et qu'elle n'aurait point lien entre les élémens de ce composé.

Il arrive souvent, au contraire, que la tendance de deux corps à s'unir ou à demeurer en combinaison ensemble est affaiblie ou détruite par l'addition d'un troisième. Ainsi, l'alcool s'unit avec l'eau, de manière à en séparer la plupart des sels qui y étaient dissous, et une dissolution saturée de nitre dans l'eau en offre un exemple frappant; car si l'on y ajoute un volume égal d'alcool, la plus grande partie du nitre se précipite à l'instant au fond du vase. De même encore la magnésie est séparée d'une dissolution de sel d'Epsom, par l'addition d'un alcali, qui se combine avec l'acide sulfurique,

et sépare la terre. Le principe qui tombe au fond du vaisseau est dit avoir été précipité, et dans beaucoup de cas, on le nomme lui-même précipité. Quelques chimistes modernes emploient le mot précipitation dans un sens plus étendu et plus forcé, car ils l'appliquent à toute substance qui est séparée. Ainsi, par exemple, d'après cette manière de s'exprimer, on dirait que la potasse précipite la soude d'une dissolution de sel marin, quoiqu'il n'y ait aucune séparation ou précipitation visible; car la soude, quoiqu'ainsi enlevée à son acide, reste néanmoins en suspension dans l'eau, à cause de sa solubilité.

D'après un grand nombre de faits de cette nature, il est clairement établi, non comme une hypothèse probable, mais comme un simple fait, que quelques corps ont une plus forte tendance à s'unir que d'autres; et que l'union de toute substance avec une autre éliminera ou séparera une troisième substance qui était d'abord combinée avec l'une d'elles, excepté seulement les cas où le nouveau composé a de la tendance à s'unir avec cette troisième substance, et à former un composé triple. Cette préférence d'union, qu'une substance donnée nous présente par rapport aux autres, est nommée, par une métaphore facile à comprendre, attraction élective, et elle est sujette à une grande variété de cas, suivant le nombre et les forces des principes qui sont respectivement présentés les uns aux autres. Les exemples que les chimistes ont le plus fréquemment observés, sont ceux qu'on appelle *attractions électives simples, et attractions électives doubles.*

Quand une substance simple est présentée ou appliquée à une autre composée de deux principes, et qu'elle s'unit avec l'un d'eux, de manière à en séparer ou exclure le second, on dit que cet effet est produit par attraction élective simple.

On peut douter, cependant, qu'aucune de nos opérations en soit venue à ce degré de simplicité. Tous les principes chimiques que nous connaissons ne sont simples que relativement à notre pouvoir de décomposition; et les découvertes journalières de nos contemporains tendent à décomposer les

substances que les chimistes, il y a peu d'années, considéraient comme simples. Sans insister néanmoins sur cette difficulté, nous observerons que l'eau entre dans toutes les opérations appelées humides, et qu'il est hors de doute qu'elle modifie tous les effets des corps qui y sont suspendus; et que les variations de température, soit qu'elles proviennent d'un fluide igné, ou d'une simple modification des parties des corps, tendent encore puissamment à troubler les effets de l'attraction élective; et ces différentes causes rendent bien difficile de produire un exemple d'attraction élective simple, qui puisse rigoureusement être reconnu pour tel.

L'attraction élective double a lieu quand deux corps, consistant l'un et l'autre en deux principes, sont présentés l'un à l'autre, et échangent réciproquement un de leurs principes; de sorte qu'il se forme par ce moyen deux nouveaux corps, d'une nature différente de celle des composés originaux.

En faisant ici la même observation que nous avons déjà faite, en parlant de l'attraction élective simple, nous allons offrir quelques exemples d'attraction élective double. Que l'on fasse dissoudre jusqu'à saturation de l'oxide de mercure dans de l'acide nitrique, l'eau contiendra alors du nitrate de mercure. D'une autre part, dissolvez jusqu'à saturation de la potasse dans l'acide sulfurique, il en résultera une dissolution de sulfate de potasse. Si l'on ajoute du mercure à celle-ci, il tendra bien à s'unir avec l'acide, mais il n'en résultera aucune décomposition, parce que l'attraction élective de l'acide pour l'alcali est la plus forte. De même si l'on y verse de l'acide nitrique, quoique sa tendance à s'unir avec l'alcali soit très-forte, il n'y aura cependant encore aucun changement, parce que l'alcali est déjà combiné avec un acide plus puissant. Mais si l'on ajoute le nitrate de mercure à la dissolution de sulfate de potasse, il y aura un déplacement de principes, l'acide sulfurique quittera l'alcali, et s'unira avec le mercure, tandis que l'acide nitrique se combinera avec cet alcali; et les deux nouveaux sels, savoir, le nitrate de potasse et le sulfate de

mercure, pourront être obtenus séparément par cristallisation.

La circonstance la plus remarquable de ce procédé, est que les effets réunis des attractions de l'acide sulfurique pour le mercure, et de l'acide nitrique pour l'alcali, sont plus forts que la somme des attractions entre l'acide sulfurique et l'alcali, et l'acide nitrique et le mercure; car si la somme de ces deux dernières attractions n'avait pas été la plus faible, la combinaison primitive n'aurait pas été détruite.

Kirwan, qui le premier, en 1782, examina ce sujet avec toute l'attention qu'il mérite, a appelé les affinités qui tendent à conserver les combinaisons préexistantes, affinités quiescentes; et il distingua par le nom d'affinités divellentes, celles qui tendent à produire un changement de principes.

Quelques chimistes des plus distingués sont disposés à ne regarder comme effets de doubles affinités, que les changemens de principes qui n'auraient pas eu lieu sans l'assistance d'un quatrième principe. Ainsi, la décomposition mutuelle du sulfate de soude et du nitrate de potasse, dans laquelle ces alcalis se déplacent, en produisant du sulfate de potasse et du nitrate de soude, n'est point considérée par eux comme un exemple de double décomposition, parce que le nitrate de potasse aurait été décomposé par attraction élective simple, par l'addition de l'acide seulement.

Plusieurs circonstances qui font varier les effets de l'attraction élective, ont quelquefois fait errer les chimistes dans leurs conclusions. La principale de ces causes d'erreur est la température, qui, agissant d'une manière différente sur les diverses parties des corps composés, manque rarement d'altérer, et souvent détruit les effets des affinités. Ainsi, lorsqu'à une dissolution de nitrate de potasse on ajoute de l'alcool, il s'unit avec l'eau, et en précipite le sel à la température ordinaire; mais si l'on élève la température, l'alcool se sépare à cause de sa volatilité, et le sel est redissous. De même encore, si l'on verse de l'acide sulfurique, à la température ordinaire, sur une combinaison d'acide phosphorique et de chaux, elle sera décomposée,

et l'acide phosphorique dégagé; mais si l'on expose le même mélange de ces principes à une forte chaleur, l'attraction de l'acide sulfurique pour la chaux se trouvera tellement diminuée que celui-ci s'élèvera en vapeurs, et fera de nouveau place à l'acide phosphorique, qui s'unira avec la chaux. De même, enfin, si l'on tient pendant long-temps du mercure à un degré de chaleur approchant de celui qui suffit pour le volatiliser, il absorbera l'oxygène, et se convertira en un oxide rouge, appelé autrefois *précipité per se*; mais si l'on augmente davantage la chaleur, l'oxygène reprendra la forme élastique, et se dégagera, en laissant le mercure dans son état métallique primitif. Des exemples sans nombre de cette espèce se présentent continuellement à l'observation des chimistes, et ils suffisent pour en tirer cette conclusion, que l'attraction élective n'est constante qu'à une seule et même température.

Plusieurs philosophes ont pensé que les changemens produits par la température étaient dus à l'attraction élective de la matière de la chaleur elle-même; mais il n'y a point d'expériences décisives qui confirment ou réfutent cette hypothèse.

Si donc nous faisons exception de l'action de la chaleur, qui produit réellement un changement dans les attractions électives, nous verrons que la plupart des autres difficultés que nous présente ce sujet, viennent de l'état imparfait de la chimie. Si, à un composé de deux principes on en ajoute un troisième, les effets de ce dernier devront nécessairement être différens, suivant sa quantité, et aussi suivant l'état de saturation des deux élémens du corps composé. Si le troisième principe que l'on ajoute se trouve en excès, il pourra dissoudre ou tenir en suspension le nouveau composé, qui peut être formé, et aussi celui qui aurait pu être précipité. C'est ainsi que, dans certains cas, les dissolutions métalliques ne donnent point de précipité quand on y met de l'alcali en excès, parce qu'il dissout alors le précipité, qui, sans cet excès, se serait séparé. Si, d'un autre côté, l'un des deux élémens du corps composé est en excès, par rapport à l'autre, le troisième principe qu'on ajoute

pourra se combiner avec cet excès, et former une substance neutre, jouissant de propriétés fort différentes de celles du premier corps. Ainsi, par exemple, si l'on fait dissoudre dans l'eau de la crème de tartre, sel difficilement soluble formé de potasse unie à un excès d'acide tartrique, et qu'on ajoute de la craie à la dissolution, l'excès d'acide s'unira avec la chaux de la craie, formera un sel presque insoluble, et il restera dans la dissolution un composé neutre, qui ainsi privé de son excès d'acide, est un sel très-soluble, et différant beaucoup, par sa saveur et ses propriétés, de la crème de tartre ordinaire. Les métaux et les acides présentent aussi des phénomènes fort différens, suivant leur degré d'oxidation. En général, une oxidation déterminée est nécessaire pour la dissolubilité d'un métal dans les acides; et les acides eux-mêmes agissent différemment, suivant qu'ils sont plus ou moins acidifiés. C'est ainsi que l'acide nitreux est déplacé par des acides bien plus faibles que l'acide nitrique, et que l'acide sulfureux l'est par des acides, dont le pouvoir attractif est bien au-dessous de celui de l'acide sulfurique. Les erreurs résultant des effets de cette espèce sont en grande partie causées par le défaut de discernement des chimistes; car il est bien évident que les propriétés de toute substance composée, quelle qu'elle soit, dépendent autant de la proportion de ses ingrédients que de leur nature respective.

La présence de l'eau et sa quantité sont probablement aussi d'une plus haute importance qu'on ne l'a jusqu'ici supposé. Ainsi, par exemple, le bismuth se dissout dans l'acide nitrique, mais il en est précipité quand on ajoute de l'eau à la dissolution; il en est de même de l'antimoine. Ribaucourt a prouvé dernièrement ce fait pour l'alun⁹ (Annales de Chimie, XV, 122), et il est probablement beaucoup plus général qu'on ne le soupçonne. Au reste, c'est à l'expérience seule qu'on doit s'en rapporter, pour savoir si l'attraction et la force considérée dans la saturation, ne sont pas variables, suivant qu'il y a présence ou absence d'eau.

La force qui agit dans les attractions électives doubles est aussi troublée par cette circonstance. Si l'on ajoute du muriate de chaux à une dissolution de carbonate de soude, ces sels sont décomposés l'un et l'autre, et il en résulte du muriate de soude et du carbonate de chaux. Mais si l'on mêle de la chaux et du muriate de soude avec une quantité d'eau justement suffisante pour en faire une pâte, et qu'on la soumette ensuite à l'action du gaz acide carbonique, il se formera bientôt à sa surface une efflorescence saline de carbonate de soude, et le fond du vase sera occupé par du muriate de chaux en déliquescence.

M. Berthollet a fait un grand nombre d'expériences qui l'ont conduit à la loi suivante : que dans les attractions électives, la force qui s'exerce n'est pas simplement en raison de l'affinité seule, mais en raison composée de la force d'affinité et de la quantité de l'agent ; de sorte que la quantité peut suppléer à la faiblesse de l'affinité. Ainsi, un acide, qui a pour une base donnée une affinité plus faible que celle d'un autre acide, étant employé en quantité convenable, il pourra enlever une partie de la base à l'acide dont l'affinité est supérieure à la sienne ; de sorte que la base se trouvera partagée entre eux en raison composée de leur affinité et de leur quantité. Suivant M. Berthollet, cette division d'une substance entre deux autres qui ont pour elles des affinités différentes, a toujours lieu, quand trois corps sont présentés l'un à l'autre dans des circonstances où ils peuvent librement agir entre eux. Il suit de là, que la force de l'affinité s'exerce de la manière la plus énergique au moment où deux substances viennent en contact, et qu'elle continue à décroître ensuite à mesure qu'elle approche d'être satisfaite ; et c'est encore la raison pour laquelle il est si difficile d'enlever les dernières portions d'une substance adhérente à une autre. Ainsi donc, si la doctrine de M. Berthollet est vraie dans sa plus grande extension, il doit être impossible, par l'action de l'attraction élective, de débarrasser entièrement un composé de l'un de

ses élémens; de sorte que nos analyses, reconnues pour les meilleures, sont toutes plus ou moins inexactes.

La solubilité et l'insolubilité des principes, à la température à laquelle se fait l'expérience, a été aussi une cause qui a pu induire en erreur les chimistes qui ont voulu tirer des conséquences des premiers effets de leurs expériences; car il est évident que bien des séparations peuvent s'effectuer sans précipitation, parce que ce dernier phénomène n'a lieu qu'autant que le principe qu'on isole est insoluble, ou à-peu-près tel. La soude ne peut point être précipitée d'une dissolution de sulfate de soude par l'addition de potasse, à cause de sa grande dissolubilité; mais, au contraire, le nouveau composé lui-même, c'est-à-dire, le sulfate de potasse, qui est beaucoup moins soluble, se déposera, s'il n'y a pas présence d'une quantité d'eau suffisante pour le retenir en dissolution. On ne peut donc rien déduire avec certitude de la précipitation ou de ce qu'elle n'a pas lieu, avant d'avoir examiné avec soin les produits. Dans quelques cas, tous demeurent en suspension dans le liquide; et dans d'autres, ils se séparent tous, comme cela arrive, par exemple, dans la décomposition du sulfate de fer par la chaux. Dans cette expérience, l'acide s'unit avec la chaux, et forme du sulfate de chaux, qui est presque tout-à-fait insoluble; et l'oxide de fer, encore moins soluble, qui a été séparé, se précipite avec lui.

Il se présente plusieurs exemples dans lesquels la décomposition n'a pas lieu, mais où il s'établit une sorte d'équilibre d'affinité. Ainsi, la soude qu'on ajoute au tartre de potasse forme un sel triple, en se combinant avec l'excès d'acide; et de même encore l'ammoniaque se combine avec une portion de l'acide du muriate de mercure, et forme le composé triple, connu anciennement sous le nom barbare de sel alembroth.

Si l'on réfléchit mûrement sur toutes les circonstances qu'on vient d'indiquer, ou seulement d'effleurer dans les pages précédentes, on pourra se former une idée de l'immense

champ de recherches qu'il reste encore aux chimistes à parcourir. S'il était possible de se procurer des substances simples, d'en combiner deux ensemble, et d'ajouter à cette combinaison binaire une autre substance simple différente des deux premières, le résultat de cette expérience ferait connaître dans chaque cas, par l'exclusion de l'un des trois corps, que son affinité pour chacun d'eux était moindre que celle qui existe entre les deux qui restent unis. De cette manière, on établirait, d'une manière avantageuse pour les progrès des recherches expérimentales, que les attractions simples d'une série de substances augmentent graduellement ou diminuent en intensité. Ainsi l'ammoniaque sépare l'alumine de l'acide sulfurique; la magnésie, pareillement, en sépare l'ammoniaque; la chaux l'emporte, par sa force d'affinité, sur la magnésie, comme cela est prouvé, puisqu'elle déplace cette terre; la soude sépare la chaux, et est elle-même déplacée par la potasse; et enfin celle-ci abandonne son acide à la baryte. Par conséquent, les attractions électives simples de ces diverses substances pour l'acide sulfurique, sont dans un ordre inverse de leurs effets : celle de la baryte est la plus forte; et après elle viennent, dans un ordre régulier, la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque et l'alumine. Il est évident que de semblables résultats réduits en tableaux, comme le fit d'abord l'illustre Geoffroy, et après lui Bergman, présenteraient une grande masse de faits chimiques. Il faut observer néanmoins que ces résultats indiquent seulement que les forces sont plus grandes ou moindres les unes que les autres, sans indiquer aucune manière absolue ou relative de combien elles sont plus grandes ou plus petites. Des tables de cette espèce ne peuvent donc point nous apprendre quels sont les effets qui peuvent avoir lieu par cause de double affinité, parce que les rapports entre les forces attractives n'y sont point exprimées numériquement. Ainsi, quand nous connaissons l'ordre d'attraction élective simple entre l'acide sulfurique et une suite de substances, ainsi que celle de l'acide

nitrique pour les mêmes substances; et quand, en outre, nous connaissons les forces respectives que chaque acide exerce sur chacune d'elles considérée isolément, de manière à pouvoir dire d'abord quel est celui qui déplacera l'autre, nous ne pouvons pas néanmoins prévoir d'avance ce qui aura lieu quand on mettra ensemble deux composés, dont chacun contiendra un acide uni avec l'une des substances simples; ou plus brièvement, une table d'attractions électives simples ne peut être d'aucun usage pour déterminer les effets des attractions électives doubles, à moins que la force absolue des attractions n'y soit exprimée par des nombres, au lieu de l'être simplement dans leur ordre.

Il a été souvent observé que l'action d'une substance est diminuée, en raison de ce qu'elle s'approche de l'état de saturation, et l'on s'est servi de cette déperdition de force pour expliquer plusieurs phénomènes chimiques. On sait également que la difficulté qu'on éprouve à séparer une substance des dernières portions d'une combinaison, soit par l'affinité, soit par la chaleur, est beaucoup plus grande vers la fin que vers le commencement de la décomposition, et même quelquefois telle, qu'on ne peut jamais l'effectuer en totalité. Ainsi, l'oxide noir de manganèse, exposé à la chaleur, n'abandonnera qu'une quantité définie de son oxygène, aucun degré de chaleur ne pouvant en séparer la totalité.

Suivant M. Berthollet, lorsque deux substances tendent à s'unir avec une troisième, chacune d'elles prend un état de saturation proportionnel à son affinité multipliée par sa quantité, produit qu'il désigne par le nom de *masse*. Le sujet de la combinaison divise son action proportionnellement aux masses; et en faisant varier la masse, ce savant illustre pense que les résultats varieront aussi. Les forces suivantes sont celles qu'il regarde comme exerçant une grande influence sur les combinaisons et les phénomènes chimiques, en faisant concourir, ou en s'apposant aux affinités mutuelles des substances qu'on met en contact. 1. L'action des dissolvans, ou

l'affinité qu'ils exercent suivant leur proportion : c'est ainsi que si, dans une dissolution très-étendue de muriate de chaux, on verse une dissolution de sulfate de soude, il ne se formera aucun précipité de sulfate de chaux, quoique la quantité d'eau présente soit bien moindre que celle nécessaire pour tenir ce sel en dissolution. Si l'on mêle les deux mêmes dissolutions avec moins d'eau, le sulfate se précipitera dans quelques secondes, ou dans quelques minutes, suivant la force des dissolutions. 2. La force de cohésion, qui est l'effet de l'affinité mutuelle des molécules d'une substance ou d'un composé. Ainsi, l'on peut voir facilement pourquoi une solution de potasse pure, qui dissout si rapidement l'alumine pulvérulente, n'a aucun effet sur elle à l'état concret, et telle qu'elle se trouve condensée dans les pierres-gemmes. Une chaleur rouge la plus faible enflamme le charbon, ou détermine sa combinaison avec l'oxygène atmosphérique; mais il faut une température bien plus élevée pour brûler cette même matière carbonneuse, quand elle se trouve condensée plus fortement, comme dans le diamant. 3. L'élasticité, soit naturelle, soit produite par la chaleur, et que quelques physiciens ont considérée comme l'affinité du calorique. Le muriate de chaux et le carbonate d'ammoniaque présentent un bel exemple de cette action : quand on verse une solution de ce dernier sel dans celle du premier, il y a instantanément double décomposition; le carbonate de chaux se précipite en poudre au fond du vase, et le muriate d'ammoniaque reste à la surface du liquide. Mais que l'on fasse bouillir cette dissolution pendant quelque temps, on ne tardera pas à avoir les narines affectées par les exhalaisons ammoniacales, et le carbonate de chaux sera redissoûs, ainsi qu'on pourra s'en assurer par l'addition de nouvelles quantités de carbonate d'ammoniaque. 4. L'efflorescence est une force qui n'agit que dans des circonstances très-rares. On en a un exemple dans les lacs de Natron, en Égypte, où, suivant M. Berthollet, le carbonate de chaux décompose, sur leurs bords, le muriate de soude, en vertu de

la propriété efflorescente du carbonate résultant. 5. La pesanteur exerce aussi son influence, et particulièrement quand elle produit la compression de fluides élastiques; mais on peut toujours, sans inconvénient, la confondre avec la force de cohésion.

M. Berthollet pense que, comme toutes les tables d'affinités ont été dressées dans la supposition que les différentes substances possèdent chacune un degré d'affinité particulier, qui produit les combinaisons et les décompositions qui ont lieu indépendamment des proportions et autres conditions qui contribuent aux résultats, ces tables sont calculées de manière à ne donner qu'une fausse idée de l'action chimique des substances qui y sont classées. « La dénomination d'affinité *élective*, dit-il, est en elle-même erronée, puisqu'elle suppose l'union en totalité d'une substance avec une autre, de préférence à une troisième; tandis que, dans ces cas, il y a seulement un partage d'action, soumis aux autres conditions chimiques ». La force de cohésion, que l'on regardait autrefois comme s'opposant principalement à la dissolution, limite non-seulement les quantités des substances qui peuvent être mises en action dans un liquide, et, par conséquent, modifie les conditions de la saturation qui en résulte; mais c'est encore la force qui produit les précipitations et les cristallisations qui ont lieu, et qui détermine les proportions des combinaisons qui se séparent du liquide. C'est elle encore qui produit même la séparation d'une substance, sans qu'elle contracte d'union avec aucune autre, comme on l'a observé pour les précipitations métalliques. L'élasticité agit, en produisant des effets opposés à ceux de la cohésion : ils consistent ou à soustraire certains corps à l'action d'autres corps dans un liquide, ou à diminuer la proportion qui existe en dedans de la sphère d'activité; mais quand tous les corps sont à l'état élastique, leur action est soumise aux mêmes lois. Si l'on formait des tables où fussent représentées les dispositions des substances à l'insolubilité ou à la volatilité

dans les différens composés, elles pourraient servir à expliquer un grand nombre de combinaisons qui se forment par le mélange de différentes substances, ou par l'influence de la chaleur. Ces considérations ne nous doivent pas empêcher, ajoute M. Berthollet, de faire usage du terme *affinité*, pour désigner la totalité du pouvoir chimique qu'un corps exerce dans une situation donnée, soit par sa constitution actuelle, soit par sa proportion, ou même par le concours d'autres affinités; mais nous nous garderons de considérer ce pouvoir comme une force constante qui produit des combinaisons et des décompositions. Toutes les substances, suivant le même savant, exercent une action mutuelle pendant le temps qu'elles sont à l'état liquide; de sorte que, dans une dissolution de sulfate de soude et de muriate de potasse, par exemple, ces deux sels ne sont pas distincts, tant qu'il n'y a pas de cause qui détermine leur séparation; mais il existe dans le liquide de l'acide sulfurique, de l'acide muriatique, de la soude et de la potasse. De même encore, quand on ajoute à du muriate de soude une quantité convenable de carbonate de potasse, la dissolution résultant du mélange ne consiste pas en carbonate de soude et muriate de potasse, qui seraient le produit de leurs affinités complexes, mais elle contient simplement de l'acide muriatique, de l'acide carbonique, de la soude et de la potasse, dans un état d'union et de saturation quadruple. Après une évaporation convenable, la séparation du carbonate de soude est due à sa propriété de cristalliser, qui détermine la décomposition définitive, et non à aucune force d'affinité élective; ou, en général, quand une substance se sépare d'une autre combinaison par l'introduction d'une autre, ce n'est pas principalement parce qu'elle est supplantée par l'affinité supérieure de son antagoniste, mais bien parce que sa propre tendance à l'état solide ou à l'état gazeux la sépare du principe avec lequel elle était combinée d'abord. Il y a certainement beaucoup de vrai dans la proposition ainsi énoncée par M. Berthollet.

Mais un grand nombre de faits difficiles à expliquer, viennent se présenter pour combattre sa manière de voir relativement au partage indéfini d'une base entre deux acides agissant en concurrence, et d'un acide entre deux bases rivales, doctrine que ce profond chimiste a essayé d'établir par des expériences nombreuses. Sir H. Davy a remarqué, avec sa sagacité et son jugement ordinaires, que si cette proposition était exacte, il ne pourrait exister aucune proportion définie: un sel qui cristalliserait dans une forte dissolution alcaline serait fortement alcalin; dans une plus faible, son alcalinité serait moindre; et il serait acide dans une dissolution acide; mais il ne paraît pas que cela arrive ainsi. Dans les combinaisons entre les corps gazeux, qui par leur nature laissent à leurs molécules une entière liberté de se mouvoir, les proportions des composés sont cependant définies et invariables, quelles que soient les proportions des gaz mélangés; et dans tous les corps solides qui ont été examinés avec soin, et dans lesquels il ne peut y avoir de mélange mécanique, la même loi paraît s'observer. Différens corps peuvent bien, à-la-vérité, être dissous dans différentes menstrues en quantités diverses, mais on doit regarder le résultat plutôt comme un mélange de différentes dissolutions que comme une combinaison. En ce qui concerne les verres et les alliages métalliques, cités par M. Berthollet, il suffit de savoir que les points de fusion de l'alcali, du verre, et des oxides de plomb et d'étain, sont assez rapprochés l'un de l'autre pour qu'ils puissent former des *mélanges* transparens. Le pouvoir attractif de la matière est, sans doute, général; mais dans la formation des aggrégats, certains arrangemens définis ont assurément lieu. Bergman a observé, il y a long-temps, que quand on fait digérer de l'acide nitrique sur du sulfate de potasse, il se forme une portion de nitre, fait qui se trouve en contradiction avec l'affinité supérieure qu'il avait attribuée à l'acide sulfurique pour la potasse; il a néanmoins donné une explication satisfaisante de cette anomalie apparente, qui vient si bien à

L'appui de la manière de voir de M. Berthollet sur le partage universel et indéfini.

L'acide sulfurique tend à se combiner avec la potasse en deux proportions différentes, mais définies, formant un sulfate neutre et un sulfate acide; l'acide nitrique peut donc enlever au sel neutre la portion de potasse qu'il pourrait perdre pour passer à l'état de sel acide, mais il ne lui en enlèvera pas davantage. Ainsi cet exemple même est réellement en opposition avec la combinaison indéfinie et les partages successifs de M. Berthollet; et la décomposition en question rentre évidemment d'elle-même dans un cas de double affinité. M. Berthollet a établi qu'une grande quantité de potasse pure pouvait enlever un peu d'acide sulfurique au sulfate de baryte; mais ce fait est bien difficile à démontrer. Car si l'opération a lieu avec le contact de l'air, il ne tardera pas à se former du carbonate de potasse, et alors les doubles affinités sont en jeu, savoir celle de l'acide carbonique pour la baryte d'une part, et de l'autre, celle de l'acide sulfurique pour la potasse. Si l'on suppose que l'action de l'acide carbonique soit exclue, devons-nous alors penser que la potasse s'étant changée en sulfate soluble, pourra exister dans un liquide en combinaison avec de la baryte pure? Voyez plus bas les expériences de M. Dulong.

M. Berthollet parvint à séparer un peu d'acide sulfurique de la potasse par le moyen de la soude, et il se forma alors un peu de bisulfate de potasse, tandis que la potasse libre s'unit à l'eau et à l'alcool pour lequel elle a une forte affinité, et qu'il se forma aussi du sulfate de soude; ce qui présente un cas d'attraction composée bien facile à comprendre. Suivant M. Berthollet, toutes les fois qu'une terre est précipitée d'une combinaison saline par un alcali, elle doit entraîner avec elle une portion de l'acide avec lequel elle était unie; cependant lorsqu'on traite le sulfate de magnésie par la potasse, il se produit un précipité qui, après des lavages convenables, ne présente aucune trace d'acide sulfurique. Les sels

neutres de potasse et de soude n'abandonnent à la magnésie aucune portion de leurs acides, quelque longue que soit la digestion qu'on leur fasse éprouver. Si l'on verse sur du tartrate de chaux, ou sur de l'oxalate de plomb, la quantité d'acide sulfurique justement nécessaire pour saturer ces bases respectives, la décomposition s'effectuera en totalité sans qu'il y ait aucun partage; et néanmoins le sulfate de chaux, qui se forme dans le premier cas, étant un sel beaucoup plus soluble que le tartrate, on devait s'attendre qu'une portion de ce dernier résisterait à la décomposition à l'aide de sa force de cohésion. Une lame de fer qu'on plonge dans une dissolution de sulfate de cuivre en sépare la totalité de ce dernier métal; le zinc opère aussi la décomposition totale des solutions salines de plomb et d'étain; dans ces différens cas, la somme totale de l'oxygène et l'acide se portent sur le corps décomposant, sans qu'il y ait aucun partage.

Nous avons déjà remarqué que le sulfate de baryte mis en digestion dans une dissolution chaude de carbonate de potasse, donne naissance à une portion de carbonate de baryte et à du sulfate de potasse; d'après les expériences de M. Dulong, la décomposition inverse est encore possible, c'est-à-dire, qu'en faisant digérer du carbonate de baryte dans du sulfate de potasse, on obtient du sulfate de baryte et du carbonate de potasse. Devons-nous conclure de là que le sulfate de baryte et le carbonate de potasse, après s'être joués pendant quelque temps du chimiste par la production d'un sulfate alcalin et d'un carbonate terveux, changeront leur mode d'union, et revenant sur leurs pas, rétabliront les choses dans leur état primitif, et oscilleront ainsi à jamais de l'un à l'autre?

Si l'on fait agir du chlore gazeux sur les oxides de mercure, d'étain ou d'antimoine, il s'unira avec la base métallique et déplacera toutes les particules d'oxygène; or, dans ces cas, les chlorures résultans ne devront pas leur pureté à une force de cohésion supérieure à celle des oxides primitifs.

puisqu'au contraire ceux-ci sont beaucoup plus denses et plus fixes que les nouveaux composés. Enfin, si l'on fait digérer dans 85 parties d'acide nitrique, pesanteur spécifique 1,500, un mélange de 25 parties de magnésie et de 35,6 de chaux sèche, en étendant d'eau, on trouvera que la totalité de la chaux s'est dissoute sans que la magnésie ait été attaquée. Si alors on décante le nitrate calcaire, qu'on lave et qu'on sèche le résidu, on retrouvera les 25 parties de magnésie sans altération.

Nous sommes donc en droit d'affirmer que l'affinité est élective, qu'elle agit dans les différens corps chimiques avec une force attractive différente, qui cependant peut recevoir des modifications, ainsi que nous l'avons vu dans le cas du muriate de chaux et du carbonate d'ammoniaque, par la température, et d'autres forces éventuelles.

Les décompositions qui ne peuvent s'effectuer par de simples attractions, peuvent être produites par double affinité; et cet effet, nous pouvons avec la plus grande certitude le prévoir *à priori*, si l'un des deux composés, qui peuvent se former par ce double échange, existe naturellement à l'état solide ou aériforme; et si l'un des composés résultans est solide et l'autre gazeux, la décomposition sera alors certaine et complète. Ceci s'applique également aux affinités simples ou décompositions. Ainsi quand on expose à la chaleur un mélange, en proportions convenables, d'acide sulfurique et de muriate de chaux, il y a décomposition complète; et il se produit du sulfate de chaux et du gaz acido muriatique. Mais lorsque les différens ingrédients mélangés restent tous *en dissolution*, il est raisonnable de penser avec M. Berthollet, qu'une attraction réciproque règne sur le tout, et qu'elle modifie sa nature et ses propriétés. Ainsi, une dissolution de sulfate de cuivre est bleue, et celle du muriate de cuivre est verte; or, si l'on verse de l'acide muriatique dans la première de ces liqueurs, on observera qu'il enlèvera à l'acide sulfurique une quantité d'oxide proportionnelle à sa masse; car la couleur deviendra de plus en plus

verte à mesure qu'on en ajoutera davantage. Mais si, par la concentration, on amène le sulfate de cuivre à cristalliser, le phénomène change; une nouvelle force, celle de la cristallisation, vient s'ajouter, elle favorise l'affinité de l'acide sulfurique; et détermine la décomposition; le surplus de chaque acide est employé à contrebalancer le surplus de son antagoniste, et ne doit pas être regardé comme combiné avec le cuivre. Ici, cependant, nous commençons à entrer dans le domaine obscur et stérile de la chimie métaphysique; région où un auteur systématique défunt, respectable, se plut à s'expatrier.

M. Berthollet estime que les forces attractives, ou les affinités des corps de la même classe, sont en *raison inverse* de leurs quantités saturantes. Ainsi, parmi les acides, 50 parties d'acide sulfurique réel saturent autant de potasse ou de soude que 67 $\frac{1}{2}$ d'acide nitrique réel et que 27 $\frac{1}{2}$ d'acide carbonique. De même aussi 21 $\frac{1}{4}$ d'ammoniaque satureront autant d'acide que 25 de magnésie, 35 $\frac{1}{2}$ de chaux, et 59 $\frac{1}{2}$ de potasse; d'où il conclut, que l'acide carbonique a une affinité plus forte que l'acide sulfurique, et celui-ci plus que celle de l'acide nitrique. La même proposition s'applique à l'ammoniaque, la magnésie, la chaux et la potasse; mais nous avons vu que la chaux a pour les acides une affinité plus forte que la magnésie, fait qui est en opposition directe avec cette manière de voir; et quoique M. Berthollet ait ingénieusement tenté d'écarter cette difficulté pour la potasse, l'ammoniaque et l'acide carbonique, en rapportant à l'état solide ou gazeux les résultats de leur action, il est néanmoins difficile de concevoir comment la solidité peut agir pour produire un effet, quand cette solidité n'existe pas encore, et comment l'élasticité agit tant que la substance est solide, ou liquide. Sir H. Davy a proposé à ce sujet un syllogisme d'une grande force: « L'action qui s'exerce, dit ce savant chimiste, entre les élémens d'un composé doit être mutuelle. L'acide sulfurique, ainsi qu'il y a tout lieu de le croire, a autant d'attraction pour la baryte, que celle-ci en a pour l'acide sulfurique, et la baryte est de toutes les substances alcalines

telle dont il faut la plus grande quantité pour saturer l'acide sulfurique ; par conséquent, d'après la manière de voir de M. Berthollet, la baryte a la plus faible affinité pour cet acide ; mais cette substance est saturée par moins d'acide sulfurique que tout autre corps alcalin ou terreux ; il faut donc, d'après M. Berthollet, que l'acide sulfurique ait pour la baryte une affinité plus forte que pour toute autre substance, ce qui est contradictoire ».

Dans la table des équivalens chimiques placée à la fin de ce dictionnaire, on trouvera les proportions définies dans lesquelles les différens corps chimiques se combinent, rapportées à leurs nombres premiers ou à leur plus petite expression, et appelées généralement *poids des atômes*.

M. Higgins, le véritable auteur de la Théorie atomique, en publiant originairement ses principes dans son ouvrage ayant pour titre *Comparative view of the Phlogistic and Antiphlogistic hypotheses*, y rattacha quelques idées générales sur les forces d'affinité existante entre des molécules qui se combinent. Il représente ces forces par des diagrammes que j'ai rapportés à l'article *équivalens chimiques*. Cette considération réunie des *forces* de combinaison, et des *rapports* de combinaison, a été négligée par des écrivains depuis ; ce qui fait dire à M. Higgins : « La doctrine atomique m'a entraîné dans des recherches obscures et difficiles. Les applications que M. Dalton en a faites étaient générales et presque populaires, et c'est à ces circonstances seules qu'elle dut le nom de Théorie de Dalton ».

Depuis que la statique chimique a paru, il n'y a peut-être aucun chimiste qui ait découvert autant de faits importants pour la doctrine de l'affinité, que M. Dulong. Ses recherches admirables concernant la décomposition mutuelle des sels solubles et des sels insolubles, furent présentées à l'Institut national, et publiées ensuite dans les *Annales de Chimie*, tom. 82 ; d'où elles furent traduites dans les 55 et 56.^e volumes de *Nicholson's Journal* et un extrait donné dans le 41.^e volume du *Phil. Mag.* Il est assez curieux de

voir que, malgré une notoriété aussi grande, M. Thomson attribue récemment à son ami M. Phillipps, la découverte d'un fait observé et expliqué depuis bien des années par M. Dulong; et qu'il regarde comme une anomalie ce que le savant Français avait fait voir n'en être pas une, et qu'il avait su ramener avec autant d'adresse que de sagacité aux principes généraux.

Après les travaux de Bergman et de M. Berthollet, la chimie semblait n'avoir que peu à désirer relativement à la décomposition mutuelle des sels solubles; mais les sels insolubles sont aussi susceptibles d'échanger leurs principes avec un grand nombre de sels solubles. « Cette classe de phénomènes, dit M. Dulong, presque aussi nombreuse que celle qui embrasse exclusivement les sels solubles, et qui pourrait présenter de nouvelles ressources à l'analyse, n'a cependant pas encore été examinée d'une manière générale ».

L'action des carbonates solubles sur les sels insolubles, est la seule qui ait été étudiée jusqu'ici. Ainsi l'on a employé avec succès les dissolutions de carbonates de potasse et de soude pour décomposer le sulfate de baryte. M. Dulong ayant eu l'occasion d'observer, dans des recherches particulières, un grand nombre de cas de la décomposition réciproque des sels solubles et insolubles, essaya, dit-il, de déterminer la cause générale de ces phénomènes, et les moyens d'en prévoir les résultats, sans être obligé de retenir, par un effort de mémoire dont peu de personnes seraient capables, toutes les observations directes qui auraient servi à les constater.

M. Dulong trouva, par expérience, que tous les sels insolubles sont décomposables par le carbonate de potasse ou celui de soude, et dans quelques cas, ces décompositions présentent des phénomènes remarquables. Quand on fait bouillir du sulfate de baryte, du phosphate de baryte, ou de l'oxalate de chaux, avec une dissolution de bicarbonate ou de carbonate de potasse, une grande portion du sulfate insoluble est constamment transformée en carbonate de la même base; mais arrivée à une certaine limite, la décomposition s'ar-

rête, quoiqu'il reste quelquefois une très-grande quantité de carbonate soluble non décomposée. M. Dulong s'est assuré que les différens degrés de concentration des dissolutions alcalines ne produisent que de très-légères variations dans les résultats de cette décomposition. Ayant pris 10 grammes de sous-carbonate de potasse sec et 7,66, proportion équivalente, de sous-carbonate de soude sec; quantités qui contiennent chacune 3,07 grammes d'acide carbonique; il les fit dissoudre séparément dans 250 grammes d'eau, et chaque dissolution fut tenue en ébullition pendant deux heures sur 8 grammes de sulfate de baryte. En analysant ensuite les deux résidus, on trouva que la potasse avait produit 2,185 grammes et la soude seulement 1,833; ou dans la proportion de 6 à 5. Cette différence doit-elle être attribuée aux forces attractives différentes des deux alcalis, à leur différence de solubilité, ou à la plus grande force attractive du sulfate de potasse, ou enfin à ces deux causes réunies?

Les carbonates alcalins perdent leur action décomposante, quand il y a une certaine quantité de sulfate alcalin formé. M. Dulong essaya d'en déterminer les limites par l'expérience suivante : 7 grammes de sulfate de potasse et 6 de sous-carbonate, dissous dans 250 d'eau, furent tenus en ébullition avec du sulfate de baryte pendant plusieurs heures, sans qu'on remarquât la plus légère trace de décomposition. Le liquide surnageant, filtré et bouilli sur du carbonate de baryte, produisit une quantité considérable de sulfate, mais il cessa d'agir avant que tout le sulfate fût séparé. Ce même phénomène se reproduisit avec le carbonate et le sulfate de soude; enfin, le sulfate de potasse et le sulfate de soude, seuls et parfaitement neutres, réagissent semblablement sur le carbonate de baryte, et produisent, d'une part, du sulfate de baryte, et de l'autre, du sous-carbonate de potasse ou de soude, qui reste en dissolution avec la portion du sulfate qui a résisté à la décomposition. 20 grammes de sulfate de soude cristallisé, et 10,367 grammes de sulfate de potasse furent dissous séparément dans 260 d'eau. Chacune de ces dissolutions

fut maintenue en ébullition, pendant deux heures, sur 20 grammes de carbonate de baryte. Le sulfate de soude produisit 10,17 gram. de sulfate de baryte, et le sulfate de potasse, 9,87. Si l'on avait employé 108 de sulfate de potasse, qui équivalent précisément à 200 de sulfate de soude cristallisé, on aurait obtenu un produit un peu plus fort que 9,87. Cette expérience néanmoins est la plus satisfaisante relativement à la quantité de décomposition. La réaction des carbonates insolubles et des sels solubles dont les acides peuvent former, avec les bases de ces carbonates, des sels insolubles, est tout aussi générale que celle des carbonates solubles sur les sels insolubles. La table suivante renferme le résultat des expériences de M. Dulong :

Carbonate de Baryte.	Carbonate de strontiane.	Carbonate de chaux	Carbonate de plomb.
Sulfate de potasse.	Id.	o	Id.
de soude.	Id.	o	Id.
de chaux.	Id.	o	Id.
d'ammoniaque.	Id.	Id.	Id.
de magnésie.	Id.	...	Id.
Phosphate de soude.	Id.	Id.	Id.
d'ammoniaque.	Id.	Id.	Id.
Sulfite de potasse.	Id.	Id.	Id.
Phosphite de potasse.	Id.	Id.	Id.
de soude.	Id.	Id.	Id.
d'ammoniaque.	Id.	...	Id.
Borate de soude.	Id.	Id.	Id.
Arséniate de potasse.	Id.	Id.	Id.
de soude.	Id.	Id.	Id.
Oxalate de potasse.	Id.	Id.	Id.
d'ammoniaque.	Id.	Id.	Id.
Fluate de soude.	Id.	Id.	Id.
Chromate de potasse.	Id.	Id.	Id.

Tous les sels à base d'ammoniaque sont complètement décomposés par les carbonates insolubles qui se trouvent dans la même colonne. Le nouveau sel insoluble remplace le carbonate décomposé, et le carbonate d'ammoniaque se dégage

à mesure qu'il se forme; en sorte que si l'on met une suffisante quantité de carbonate insoluble, il ne reste rien en dissolution.

Lorsque le sel soluble est à base insoluble, la décomposition n'éprouve pas plus d'obstacle, et continue jusqu'à ce que le liquide ne tienne plus rien en dissolution. Ainsi, une solution de sulfate de magnésie qu'on fait bouillir avec des carbonates de baryte, se change en carbonates et sulfates insolubles, pourvu qu'il y ait une suffisante quantité de carbonate de baryte; autrement, une portion de carbonate de magnésie se dissout dans son propre sulfate, et donne à la dissolution des propriétés alcalines.

Si le sel est à base métallique, il se forme presque toujours un sel avec excès d'oxide, qui, étant insoluble, se précipite.

Les conclusions générales que M. Dulong tire de ces recherches sont, 1.^o que tous les sels insolubles sont décomposés par le sous-carbonate de potasse ou de soude; mais que l'échange mutuel des principes de ces sels ne peut, dans aucun cas, se faire complètement; ou, en d'autres termes, que la décomposition des sous-carbonates n'est que partielle; 2.^o que tous les sels solubles dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base des carbonates insolubles, sont décomposés par ces carbonates, jusqu'à ce que la décomposition ait atteint une certaine limite qui ne peut être dépassée.

Lorsqu'un sous-carbonate soluble agit sur un sel insoluble, à mesure que l'acide carbonique se précipite sur la base du sel insoluble, il est remplacé dans la dissolution par une quantité d'un autre acide, capable de neutraliser *exactement* l'alcali avec lequel il constituait un sous-carbonate. Ainsi, pendant tout le cours de la décomposition, de nouvelles quantités de sel neutre remplacent des quantités correspondantes d'un composé alcalin imparfaitement saturé; et si l'on considère l'alcali qui excède la neutralisation de l'acide carbonique dans le sous-carbonate non-décomposé, comme exerçant son action sur les deux acides, il est évident qu'à mesure que la décomposition s'avance, le liquide *approche* de plus en plus de l'état neutre.

Dans l'expérience inverse, on remarque un changement contraire : chaque partie de l'acide du sel soluble (le sulfate de soude, par exemple), qui se précipite sur la base du carbonate insoluble, est remplacée par une quantité d'acide carbonique, qui forme, avec la base correspondante, un sous-carbonate alcalin parfait ; et plus il se précipite d'acide sur le carbonate insoluble, plus la liqueur contient de sous-carbonate, plus son état de saturation *s'éloigne* de la neutralité. Cette considération semble conduire directement à l'explication suivante :

L'on sait, dit M. Dulong, que tous les sels, même ceux qui jouissent de la plus grande cohésion, cèdent à la potasse ou à la soude caustique une portion de leur acide plus ou moins considérable, suivant les circonstances. Or, les sous-carbonates solubles peuvent être considérés comme des alcalis faibles, qui peuvent enlever à tous les sels insolubles une petite quantité de leur acide. Cet effet serait bientôt limité, si l'alcali était pur, par la résistance croissante de la base ; mais celle-ci trouvant dans le liquide un acide avec lequel elle peut former un sel insoluble, elle s'y unit, et rétablit ainsi les conditions primitives de l'expérience ; le même effet se produit successivement sur de nouvelles portions de substances, jusqu'à ce que le degré de saturation du liquide soit en équilibre avec la force de cohésion du sel insoluble ; en sorte que moins cette résistance sera grande, et plus la décomposition fera de progrès. De même encore, quand un carbonate insoluble est en contact avec un sel neutre soluble, la base du carbonate doit tendre à partager l'acide du sel neutre ; et si de cette union il peut résulter un sel insoluble, la force de cohésion propre à ce composé en détermine la formation. L'acide carbonique, dont l'élasticité n'est pas vaincue par l'affinité de la base combinée à un acide plus fixe, s'échappe à l'état de gaz, et s'unit instantanément à l'alcali environnant, en formant un sous-carbonate qui remplace un sel neutre décomposé. La précipitation de l'acide sur le carbonate insoluble, et l'absorption de l'acide carbonique par le liquide, continuent jusqu'à ce que la résistance,

qu'oppose l'excès d'alcali qui s'est développé à la précipitation de l'acide, fasse équilibre à la force avec laquelle cette précipitation tend à s'effectuer. Alors, toute action cesse; de sorte, que plus le sel insoluble aura de cohésion, et plus la proportion d'acide enlevée au sel soluble sera grande.

Lorsque le carbonate de potasse ne peut plus décomposer le sulfate de baryte, l'acide carbonique qui reste dans la dissolution est à l'acide sulfurique à-peu-près dans le rapport de 3 à 1; et lorsque le sulfate de potasse ne peut plus agir sur le carbonate de baryte, ces deux acides sont à-peu-près dans le rapport de 3 à 2; d'où il suit, que la première liqueur est beaucoup plus alcaline que la seconde.

Il est facile de se rendre compte de cette différence, en examinant les conditions de l'équilibre qui s'établit dans les deux cas. Lorsque le sulfate de potasse ne décompose plus le carbonate de baryte, c'est que l'excès de l'alcali qui s'est développé dans le liquide, peut faire équilibre à la force par laquelle le sulfate de baryte tend à se former dans cette circonstance. Lorsque le sous-carbonate de potasse ne peut plus décomposer le sulfate de baryte, cela tient à ce que l'excès d'alcali du liquide n'est plus assez considérable pour vaincre la cohésion propre à ce sel : or, on sait que pour vaincre l'effet de la cohésion d'un corps, quand cet effet est accompli, il faut une force plus grande que celle qui serait précisément nécessaire pour s'opposer à l'accomplissement du même effet. Ainsi, le sous-carbonate de potasse doit cesser de décomposer le sulfate de baryte, avant que l'acide sulfurique et l'acide carbonique soient dans le rapport où se trouvent ces deux acides, lorsque l'équilibre s'est établi dans l'expérience inverse; d'où l'on voit qu'un mélange de sulfate de potasse et de sous-carbonate de potasse, dans lequel le rapport de l'acide sulfurique et de l'acide carbonique serait entre les deux limites que l'on vient d'indiquer, n'aurait aucune action ni sur le sulfate de baryte ni sur le carbonate de la même base. Pour d'autres sels insolubles on aurait d'autres rapports, mais il y a toujours entre leurs limites un certain intervalle plus ou

moins considérable. L'action mutuelle du sulfate de soude et du carbonate de baryte est presque instantanée. Il suffit de verser une dissolution bouillante de sulfate de soude neutre sur du carbonate de baryte placé dans un filtre, pour que plus des trois quarts de l'acide sulfurique soient précipités et remplacés par une quantité correspondante d'acide carbonique.

On trouve dans la première partie des *Annals of Philosophy*, pour l'année 1809, des tables d'attractions électives, dressées par le docteur Thomas Young, savant du premier ordre, et que l'habile docteur Wells proclamait l'homme le plus instruit de l'Angleterre. Nos différens auteurs systématiques les ont regardées d'une manière fort étrange, quoiqu'elles soient, tant par leur exactitude que par leur disposition ingénieuse, de beaucoup supérieures à toutes celles qu'ils insèrent, avec une routine invariable, dans leurs compilations. Je crois que ce serait rendre un grand service à ceux qui se livrent à l'étude de la chimie, que de leur présenter les tables du docteur Young, accompagnées de ses notes admirables sur les suites de doubles décompositions.

Divers chimistes se sont efforcés de trouver une série de nombres capables de représenter les forces attractives mutuelles des principes composans de différens sels ; mais jusqu'ici ces tentatives ont été resserrées dans des bornes étroites, et on les a si promptement abandonnées, que plusieurs conséquences importantes qui se déduisent nécessairement du principe d'une représentation numérique des résultats, paraissent avoir été tout-à-fait perdues de vue. Il semble que presque tous les phénomènes de l'action réciproque de cent sels différens peuvent être convenablement représentés par une centaine de nombres ; tandis que, dans la manière ordinaire de regarder chaque cas comme un exemple différent, il en faudrait au-delà de deux mille.

Le docteur Young s'étant trouvé engagé dans la recherche de faits principaux relatifs à la chimie et à la pharmacie, fut conduit à tenter d'obtenir une série de ces nombres, et il a

réussi à en déterminer qui paraissent s'accorder suffisamment avec tous les cas de doubles décompositions bien établis, car les exceptions ne s'élèvent pas au-delà de vingt, sur environ douze cents cas rapportés par Fourcroy. Ces mêmes nombres s'accordent en général avec l'ordre des attractions électives simples, tels que les auteurs chimiques les établissent ordinairement; mais comme il était beaucoup moins important de les accommoder à cet ordre, il ne s'est pas donné la peine de faire disparaître quelques anomalies à ce sujet, surtout parce que plusieurs des bases du calcul sont encore incertaines, et que les tables ordinaires d'attractions électives simples sont certainement imparfaites, si on les considère comme indiquant l'ordre des forces attractives indépendantes des substances qu'elles concernent. Quoiqu'on ne puisse pas s'attendre à ce que ces nombres soient une mesure exacte des forces qu'ils représentent, on peut néanmoins supposer qu'ils en sont une approximation suffisamment satisfaisante; et du-moins si deux quelconques de ces nombres sont très-près de la véritable proportion, il est probable que les autres ne doivent pas s'en éloigner beaucoup. Ainsi donc, si la force attractive de l'acide phosphorique pour la potasse est d'environ les huit dixièmes de celle de l'acide sulfurique pour la baryte, la force de l'acide phosphorique pour la baryte doit être d'environ neuf dixièmes aussi grande; mais les tables n'étant calculées que pour se rapporter à un certain nombre de phénomènes, elles devront nécessairement exiger quelques changemens, et des additions, quand on aura soumis à un examen scrupuleux d'autres phénomènes semblables.

Il doit y avoir, dit M. Young, une suite dans les attractions électives: par exemple, il se trouve nécessairement une erreur dans les tables d'attractions électives ordinaires, où l'on place la magnésie avant l'ammoniaque sous l'acide sulfurique, et au-dessous sous l'acide phosphorique; tandis que l'acide phosphorique est établi avant l'acide sulfurique sous la magnésie, et au-dessous sous l'ammoniaque. Un pareil

arrangement suppose en effet que l'ordre des forces attractives est : phosphate de magnésic, sulfate de magnésie, sulfate d'ammoniaque, phosphate d'ammoniaque et phosphate de magnésie ; ce qui forme un cercle et non pas une suite. Il faut donc placer la magnésie avant l'ammoniaque sous l'acide phosphorique, ou l'acide phosphorique après l'acide sulfurique sous la magnésie ; ou mieux encore, abandonner dans ce cas particulier le principe de la représentation numérique.

En second lieu, il doit y avoir une relation entre les attractions électives simples et les attractions électives doubles ; ainsi, l'acide fluorique étant placé avant l'acide nitrique sous la baryte, et après lui sous la chaux, le fluaté de baryte ne pourra pas décomposer le nitrate de chaux, puisque les attractions primitives de ces deux sels sont respectivement plus grandes que les attractions divellentes du nitrate de baryte et du fluaté de chaux. Nous devons donc probablement placer l'acide fluorique après l'acide nitrique sous la baryte, et supposer que quand l'acide fluorique a paru former un précipité avec le nitrate de baryte, il y a eu quelque source d'erreur dans l'expérience.

La troisième proposition est un peu moins évidente, mais son utilité est peut-être plus grande encore : il doit y avoir une suite continue dans l'ordre des attractions électives doubles ; c'est-à-dire, qu'entre deux acides quelconques, nous pouvons placer les différentes bases dans un ordre tel, que deux sels quelconques résultant de leur union se décomposeront toujours l'un l'autre, à moins que chaque acide ne soit uni à la base qui est la plus voisine de lui ; par exemple, on a acide sulfurique, baryte, potasse, soude, ammoniaque, strontiane, magnésie, glucine, alumine, zircon, chaux, acide phosphorique. Le sulfate de potasse décompose le phosphate de baryte, parce que la différence des attractions de la baryte pour les acides sulfurique et phosphorique est plus grande que celle des attractions semblables de la potasse ; et de même, la différence des attractions de la potasse étant plus grande que celle des attractions de la soude, la différence des

attractions de la baryte doit être par conséquent plus grande que celle des attractions de la soude, et le sulfate de soude devra décomposer le phosphate de baryte. On verra de même que chaque base devra conserver son rang par rapport à toute autre de la série. Il est également évident que, pour de semblables raisons, les acides doivent être arrangés dans une série continue entre les différentes bases; et quand on aura examiné toutes les décompositions d'un certain nombre de sels, on pourra former deux tables correspondantes; l'une donnant la série des bases avec les acides, et l'autre, celle des acides avec les différentes bases; et, si l'une ou l'autre de ces tables est imparfaite, leurs défauts pourront être reconnus et corrigés par une comparaison soignée de l'une avec l'autre.

On a conservé dans la table des attractions électives simples, l'ordre accoutumé des différentes substances, en mettant entre parenthèses celles que l'on doit transposer, afin d'éviter ce qui paraît contraire à la loi. Chaque combinaison marquée d'un astérisque porte le nombre que l'on déduit de la double décomposition, pour exprimer sa force attractive; et quand ce nombre ne s'accorde pas bien avec l'ordre des attractions électives simples, il est renfermé dans une parenthèse. Ainsi, il peut arriver, que dans quelques cas, il y ait une contradiction inévitable, comme il est possible que les proportions différentes des masses qu'on emploie dans les opérations de décompositions simples ou doubles puissent causer une différence réelle dans la grandeur comparative des forces attractives. Les nombres qui sont marqués par des astérisques ont été principalement insérés par interpolation, et l'on ne doit en faire usage pour déterminer les actions réciproques des sels auxquels ils se rapportent, qu'autant que les résultats qu'ils indiquent se déduisent de la comparaison d'autres nombres intermédiaires avec ceux qui s'approchent le plus des déterminations exactes. Le docteur Young n'a pu recueillir un assez grand nombre de faits, relativement aux sels métalliques, pour les comprendre dans les tables.

TABLES D'ATTRACTIONS ÉLECTIVES, PAR LE DOCTEUR YOUNG.

1. — TABLE des Successions méthodiques des Bases avec les différents Acides.

Dans tous les mélanges des dissolutions aqueuses de deux sels, chaque acide reste uni à la base qui est le plus près de lui dans la Table.

ACIDE SULFURIQUE.									
Baryte. Strontiane. Chaux. (Argent ?) (Mercure ?) Potasse. Soudes. Zinc. Fer. Cuirre. Magnésie. Ammoniaque (1) Glucine. Alumine. Zircoue. ACIDE Nitrique.	Baryte. Strontiane. Chaux. Potasse. Soudes. (Mercure ?) (Fer ?) Magnésie. Ammoniaque (2) Glucine. Alumine (3) Zircoue (3) (Cuirre ?)	Baryte. Potasse. Soudes. Strontiane. Ammoniaque. Magnésie (1) Glucine. Alumine. Zircoue. Chaux.	Baryte. Potasse. Soudes. Strontiane. Ammoniaque (3) Magnésie (3) Glucine. Alumine. Zircoue. Chaux.	Baryte. Potasse. Soudes. Strontiane. Ammoniaque (5) Magnésie (5) Glucine. Alumine. Zircoue.	Potasse. Soudes. Baryte. Strontiane. Ammoniaque (6) Chaux. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircoue.	Baryte. Strontiane. Chaux. Potasse. Soudes. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircoue. Chaux.	Baryte. Potasse. Soudes. Ammoniaque. Strontiane. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircoue. Chaux.	Piomb. Mercure. Fer. Potasse. Soudes. Strontiane. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircoue. Chaux.	(Acétique).

(1) L'ammoniaque est avant la magnésie à froid. (2) Il se forme un sel triple. (3) La magnésie doit peut-être se trouver plus bas. (4) Il se forme un sel composé; et, à l'aide de la chaleur, la magnésie l'emporte sur l'ammoniaque. (5) Fourcroy dit que le sulfate de strontiane est décomposé par le borate d'ammoniaque. (6) A chaud, l'ammoniaque est au dessous de la chaux et de la magnésie.

II. — SUITE DE LA TABLE PRÉCÉDENTE.

ACIDE NITRIQUE.	ACIDES NITRIQUE ET MURIATIQUE.				
Baryte. Potasse. Soude. Strontiane. Chaux. Magnésie (7). Ammoniaque (7). Glucine. Alumine. Zircon. ACIDE Muriatique.	Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon (8). Baryte. Strontiane. Chaux. Phosphor.	Baryte. Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon (8). Baryte. Strontiane (9). Chaux. Fluorique.	Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Baryte. Strontiane. Chaux. Sulfureux.	Baryte (10). Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Baryte. Strontiane. Chaux. Borique.	Potasse. Soude. Baryte (10). Ammoniaque (11). Magnésie (11). Strontiane. Chaux. Glucine. Alumine. Zircon. Carbonique.

(7) Il se forme un sel triple. (8) Suivant Fourcroy, le muriate de zircon décompose les phosphates de baryte et de strontiane. (9) Suivant lui encore, le fluaté de strontiane décompose le muriate d'ammoniaque, et tous ceux dont les bases suivent, mais dans une autre partie du même volume, il annonce que le fluaté de strontiane est un sel inconnu. (10) D'après l'exposé que Fourcroy donne de ces combinaisons, la baryte devrait se trouver immédiatement au-dessous de l'ammoniaque dans ces deux colonnes. (11) A l'aide de la chaleur, le carbonate de chaux décompose le muriate d'ammoniaque.

ACIDE PHOSPHORIQUE.				
Baryte. Chaux. Potasse. Soude. Strontiane. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircon. A. Fluorique	Chaux. Baryte. Potasse. Soude. Strontiane. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircon. Sulfureux.	Baryte. Chaux. Potasse. Soude. Strontiane. Ammon. (12). Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Borique.	Potasse. Soude. Baryte. Chaux. (13). Strontiane. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Carbonique.	Baryte. Chaux. Potasse. Soude. Strontiane. Magnésie. Glucine ? Alumine. Zircon. (Phosphor. 7)

(12) Suivant Fourcroy, le phosphate d'ammoniaque décompose le borate de magnésie. (13) Fourcroy dit que le carbonate de chaux décompose les phosphates de potasse et de soude.

ACIDE FLUORIQUE.		
Chaux. Potasse. Soude. Magnésie. Ammoniaque. Glucine. Alumine. Zircon. Strontiane. Baryte. ACIDE Sulfureux.	Chaux. Baryte. Strontiane. Potasse. Soude. Ammoniaque. Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Borique.	Potasse. Soude. Chaux. Baryte. Strontiane. Ammoniaque. (14). Magnésie. Glucine. Alumine. Zircon. Carbonique.

(14) Suivant Fourcroy, le carbonate d'ammoniaque décompose les fluorates de baryte et de strontiane.

ACIDE SULFUREUX.			ACIDE BORIQUE.	
Baryte.	Potasse.	Chaux.	Zircone.	Potasse.
Strontiane.	Soude.	Strontiane.	Alumine.	Soude.
Potasse.	Baryte. (15)	Baryte.	Glucine.	Chaux.
Soude.	Strontiane.	Zircone.	Ammoniaque	Baryte.
Ammoniaque	Ammoniaque	Alumine.	Magnésie.	Strontiane.
Magnésie.	Chaux.	Glucine.	Strontiane.	Magnésie.
Chaux.	Magnésie.	Magnésie.	Soude.	Ammoniaque
Glucine.	Glucine.	Ammoniaque	Potasse.	Glucine.
Alumine.	Alumine.	Soude.	Baryte.	Alumine.
Zircone.	Zircone.	Potasse.	Chaux.	Zircone.
A. Borique.	Carbonique.	(Nitreux).	(Phosphor.)	Carbonique.

(15) Fourcroy dit que le sulfite de baryte décompose le carbonate d'ammoniaque.

III. — TABLE de la Succession des Acides avec les différentes bases.

BARYTE.	STRONTIANE.	CHAUX.	Potasse. Soude. Mag. — Amm. Glucine. Alumine. Zircone. Chacune s'unit avec la base suivante dans cet ordre,	MA- GNIÈRE.
Sulfurique S C S	S C S P S	C P P F		
Nitrique N S P	N S P S P	P F F F		S B
Muriatique M P S	M F S S S	F B F S		N C
Phosphorique SS S N	SS P F F	F S S C S		M P
Sulfureux P N M	C B B B B	SS S SS B		
Fluorique C M F	B S C C N	S C S N		P F
Borique B F B	F M N N M	M N N M		F SS
Carbonique F B C	P N M M C	N M M C		SS S
Strontiane LMPTMG	LMPTMGAMGL	PTMGAMGL		B N
SD AM	SD	AL SD		C M
GL		ZR		AN
AL				
ZR				

Un exemple fera comprendre l'usage de cette table : si l'on suppose que le nitrate de baryte décompose le borate d'ammoniaque, on devra placer l'acide borique après l'acide nitrique, entre l'ammoniaque et la baryte, dans cette table, et par conséquent, la baryte se trouvera, dans la précédente, au-dessous de l'ammoniaque, entre l'acide fluorique et l'acide borique; d'où il suit, que les acides borique et fluorique peuvent encore être transposés entre la baryte et la strontiane, et entre la baryte et la potasse; ou bien, si dans ce cas on place l'acide fluorique un peu plus haut que l'acide borique, on devra placer la baryte au-dessous de l'ammoniaque, entre les acides fluorique et nitrique, où il n'est pas impossible que se trouve sa véritable place.

IV. — TABLE NUMÉRIQUE D'ATTRACTIONS ÉLECTIVES.

RARITÉ.	STRONTIANE.	POTASSE.	SOUDE.	CHaux.
Ac. Sulfurique 1000*	Ac. Sulfurique 903*	Ac. Sulfurique 891*	885*	Ac. Oxalique 960*
Oxalique 950*	Phosphorique 825*	Nitrique 812*	804*	Sulfurique 869*
Succinique 930*	Oxalique 825*	Muriatique 801*	795*	Tartrique 867*
Fluorique 906*	Tartrique 757*	Phosphorique 801*	795*	Succinique 866*
Phosphorique 906*	Fluorique 757*	Subérique? 745*	745*	Phosphorique 865*
Mucique 900*	Nitrique 754*	Fluorique 671*	660*	Mucique 860*
Nitrique 849*	Muriatique 754*	Oxalique 650*	645*	Nitrique 754*
Muriatique 840*	(Succinique) 740*	Tartrique 616*	611*	Muriatique 736*
Subérique 800*	(Fluorique) 703*	Arsénique 614*	609*	Subérique 735*
Citrique 790*	Succinique 703*	Succinique 613*	607*	Fluorique 734*
Tartrique 760*	Citrique? 618*	Citrique 610*	605*	Arsénique 733 ¹ / ₂ *
Arsénique 733 ¹ / ₂ *	Lactique 603*	Lactique 600*	604*	Lactique 730*
(Citrique) 730*	Sulfureux 527*	Benzotique 608*	603*	Citrique 721*
Lactique 720*	Acétique 731 ¹ / ₂ *	Sulfureux 488*	484*	Mucique 700*
(Fluorique) 706*	Arsénique (731 ¹ / ₂ *)	Acétique 486*	482*	Benzotique 590*
Benzotique 597*	Borique 513*	Mucique 485*	480*	Acétique 585*
Acétique 593*	(Acétique) 480*	Borique 483*	479*	Borique 533*
Boracique (513)*	Nitrique? 430*	Nitrique 440*	437*	Sulfureux 516*
Sulfureux 501*	Carbonique 419*	Carbonique 306*	304*	Nitrique 425*
Carbonique 400*		Prussique 300*	298*	Carbonique 423*
Prussique 400*				Prussique 290*

MAGNÉSIE.	AMMONIAQUE.	GLUCINE.	ALU- MINE.	ZIR- CONE.
Acide Oxalique 820*	Acide Sulfurique 808*	Acide Sulfurique 718*	709*	700*
Phosphorique 810*	Nitrique 731*	Nitrique 651*	633*	626*
Sulfurique 810*	Muriatique 720*	Muriatique 630*	623*	625*
(Phosphorique) 730*	Phosphorique 720*	Oxalique 600*	594*	588*
Fluorique 720*	Subérique? 720*	Arsénique 580*	575*	570*
Arsénique 723*	Fluorique 613*	Subérique? 535*	530*	525*
Mucique 723 ¹ / ₂ *	Oxalique 601*	Fluorique 534*	529*	524*
Succinique 723 ¹ / ₂ *	Tartrique 600*	Tartrique 520*	515*	510*
Muriatique 720*	Arsénique 607*	Succinique 510*	505*	500*
Subérique? 700*	Succinique 603*	Mucique 495*	490*	485*
(Fluorique) 690*	Citrique 603*	Citrique 485*	480*	475*
Tartrique 618*	Lactique 601*	Phosphorique (618)*	(612)*	(606)*
Citrique 615*	Benzotique 509*	Lactique 410*	405*	400*
Mucique? 600*	Sulfureux 433*	Benzotique 400*	395*	390*
Lactique 575*	Acétique 431*	Acétique 395*	391*	387*
Benzotique 560*	Mucique 431*	Boracique 388*	385*	381*
Acétique 459*	Boracique 430*	Sulfureux 355*	351*	347*
Boracique 459*	Nitrique 400*	Nitrique 340*	338*	335*
Sulfureux 430*	Carbonique 331*	Carbonique 325*	323*	321*
(Acétique) 430*	Prussique 270*	Prussique 260*	258*	256*
Nitrique 410*				
Carbonique 365*				
Prussique 280*				

SULFURIQUE.	NITRIQUE.	MURIATIQUE.	PHOSPHORIQUE.
Baryte 1000*	Baryte 849*	Baryte 840*	Baryte 906*
Strontiane 903*	Potasse 812*	Potasse 804*	Strontiane 825*
Potasse 804*	Soude 801*	Soude 797*	Chaux (805)*
Soude 801*	Strontiane 754*	Strontiane 748*	Potasse 801*
Chaux 800*	Chaux 741*	Chaux 736*	Soude 795*
Magnésie 810*	Magnésie 733*	Ammoniaque 730*	Ammoniaque (731)*
Ammoniaque 808*	Ammoniaque 731*	Magnésie 728*	Magnésie 736*
Glucine 718*	Glucine 651*	Glucine 630*	Glucine 626*
Ytre 709*	Alumine 613*	Alumine 610*	Alumine 607*
Alumine 700*	Zircoue 603*	Zircoue 600*	Zircoue 605*
Zircoue 700*			

ACIDES

FLUORIQUE.	OXALIQUE.	TARTRIQUE.	ARSENIQUE.	TUNGSTIQUE.
Chaux 734*	Chaux 560	867	Chaux 733 3/4	Chaux. 731
Baryte 706*	Baryte 930	760	Baryte 733 1/2	Baryte. 730
Strontiane 703*	Strontiane 825	757	Stron.* 733 1/4	Strontiane. 618
Magnésie (630)*	Magnésie 820	618	Magnés. 733	Magnésie. 615
Potasse 671*	Potasse 650	616	Potasse 614	Potasse. 610
Soude 668*	Soude 615	611	Soude 609	Soude. 605
Ammoniaq. 613*	Ammoniaq. 611	609	Ammon. 607	Ammoniaque. 603
Glucine 534*	Glucine? 600	520	Glucine 580	Glucine? 415
Alumine 520*	Alumine 504	515	Alumine 575	Alumine 410
Zircone 524*	Zircone 588	510	Zircone 570	Zircone. 405
SUCCINIQUE.	SUBÉRIQUE.	CAMPHORIQUE.	CITRIQUE.	
Baryte 930	Baryte 800	Chaux.	Chaux 731	
Chaux 806	Potasse 745	Potasse.	Baryte 730	
Strontiane? 740	Soude 710	Soude.	Strontiane. 618	
(Magnésie) 732 1/2	Chaux 735	Baryte.	Magnésie 615	
Potasse 612	Ammoniaque 700	Ammoniaque.	Potasse 610	
Soude 607	Magnésie 700	Glucine?	Soude 605	
Ammoniaq. 605	Glucine? 525	Alumine.	Ammoniaque 603	
Magnésie	Alumine 530	Zircone?	Glucine? 415	
Glucine? 510	Zircone? 525	Magnésie.	Alumine 410	
Alumine 505			Zircone 405	
Zircone 500				
LACTIQUE.	BENZOÏQUE.	SULFUREUX.	ACÉTIQUE.	
Baryte 729	Oxide blanc d'arsenic.	Baryte 501*	Baryte 501	
Potasse 600	Potasse 602	Chaux 516*	Potasse 486	
Soude 604	Soude 603	Potasse 488*	Soude 484	
Strontiane 603	Ammoniaque 599	Soude 481*	Strontiane 480	
Chaux (732)	Baryte 597	Strontiane (527)*	Chaux 470	
Ammoniaque 601	Chaux 590	Magnésie 530*	Ammoniaque 452	
Magnésie 5-5	Magnésie 580	Ammoniaque 433*	Magnésie 430	
Oxides métalliques.	Glucine? 400	Glucine 355*	Oxides métalliques.	
Glucine 410	Alumine 395	Alumine 351*	Glucine 345	
Alumine 405	Zircone? 390	Zircone 347*	Alumine 341	
Zircone 400			Zircone 337	
MUCIQUE?	ROBIQUE.	NITREUX?	PHOSPHOREUX.	
Baryte 000	Chaux 537*	Baryte 450	Chaux.	
Chaux 800	Baryte 515*	Potasse 440	Baryte.	
Potasse 484	Strontiane 513*	Soude 437	Strontiane.	
Soude 480	Magnésie (450)*	Strontiane 430	Potasse.	
Ammoniaque 431	Potasse 422*	Chaux 425	Soude.	
Glucine 425	Soude 477*	Magnésie 410	Magnésie.	
Alumine 420	Ammoniaque 430*	Ammoniaque 408	Ammoniaque.	
Zircone 415	Glucine 388*	Glucine 340	Glucine.	
	Alumine 385*	Alumine 336	Alumine.	
	Zircone 382*	Zircone 332	Zircone.	
		CARBONIQUE.	PRUSSIQUE.	
		Baryte 420*	Baryte 400	
		Strontiane 419*	Strontiane	
		Chaux (423)*	Potasse 300	
		Potasse? 306*	Soude 298	
		Soude 304*	Chaux 290	
		Magnésie (366)*	Magnésie 280	
		Ammoniaque 330*	Ammoniaque 270	
		Glucine 325*	Glucine? 260	
		Alumine 323*	Alumine? 258	
		Zircone 321*	Zircone 256	

TABLES D'ATTRACTIONS ÉLECTIVES SIMPLES,

PAR BERGMANN.

I. — EAU ET SUBSTANCES COMBUSTIBLES

PAR VOIE HUMIDE.

EAU.	SOUFRE.	SULFURES SALINS.	ALCOOL.	ÉTHER.
Potasse. Sonde. Ammoniaque. Sels déliques- cents. Alcool. Carbonate d'am- moniaque. Éther. Acide sulfurique. Sels non déli- quesceus	Oxigène. Acide molybdi- que et oxide. Oxide de plomb. — d'étain. — d'argent. — de mercure. — d'arsenic. — d'antimoine. — de fer. Purine. Sonde. Faryte. Strontiane. Chaux. Magnésie. Phosphore. Huile grasse. Ammoniaque. Éther Hydrogène ?	Oxigène. Oxide d'or. — d'argent. — de mercure. — d'arsenic. — d'antimoine. — de bismuth. — de cuivre. — d'étain. — de plomb. — de nickel — de cobalt. — de manganèse. de fer. Autres oxides mé- talliques. Carbone. Eau. Alcool. Éther.	Eau. Éther. Huiles volatiles Ammoniaque. Alkalis fixes. Sulfures alca- lins. Sulfure. Bisulfates. Acide phos- phorique.	Alcool. Huiles volatiles Eau. Sulfure.
PAR VOIE SÈCHE.			HUILES GRASSES.	HUILES VOLATILES.
			Baryte ? Strontiane ? Chaux. Oxides métal- liques. Éther. Huiles volatiles Alkalis fixes. Ammoniaque. Sulfure. Phosphore.	Éther. Alcool. Huiles grasses. Alkalis fixes. Sulfure. Phosphore.
				HYDROGÈNE SULFURÉ.
				Baryte. Potasse. Sonde. Chaux. ammoniaque. Magnésie. Zincine.
	Oxigène. Potasse. Sonde. Fer. Cuivre. Étain. Plomb. Argent. Or. Antimoine. Cobalt. Nickel. Bismuth. Antimoine. Mercure. Arsenic. Urane ? Molybdène. Tellure.	Manganèse. Fer. Cuivre. Étain. Plomb. Argent. Or. Antimoine. Cobalt. Nickel. Bismuth. Mercure. Arsenic. Carbone ?		

II. — OXYGÈNE ET MÉTAUX:

PAR VOIE HUMIDE.

OXYGÈNE.	OXIDE D'OR.	OXIDE D'ARGENT.	OXIDE DE PLATINE.	OXIDE DE MERCURE.	OXIDE DE PLOMB.
Zinc.	Acide galliq.	Acide galliq.	Acide galliq.	Acide galliq.	Acide galliq.
Fer.	— muriatq.	— muriatq.	— muriatq.	— muriatq.	— sulfurique.
Etain.	— nitrique.	— oxalique.	— nitrique.	— oxalique.	— mucique.
Antimoine.	— sulfurique.	— sulfurique.	— sulfurique.	— terrique.	— oxalique.
Arsenic.	— arsenique.	— mucique.	— arsenique.	— phospho-rique.	— arsenique.
Plomb.	— fluorique.	— phospho-rique.	— fluorique.	— rique.	— tartrique.
Bismuth.	— tartrique.	— rique.	— tartrique.	— sulfurique.	— phospho-rique.
Cuivre.	— phospho-rique.	— sulfureux.	— phospho-rique.	— mucique.	— tartrique.
Platine.	— rique.	— nitrique.	— rique.	— tartrique.	— muriatq.
Mercur.	— acétique.	— arsenique.	— oxalique.	— citrique.	— sulfureux.
Palladium.	— sébacique.	— fluorique.	— citrique.	— malique.	— subérique.
Rhodium.	— prussique.	— tartrique.	— acétique.	— sulfureux.	— nitrique.
Iridium.	Alcalis fixes.	— citrique.	— succinique.	— nitrique.	— fluorique.
Osmium.	Ammoniaque.	— succinique.	— prussique.	— fluorique.	— citrique.
Argent.	Hydrogène sulfuré.	— acétique.	— carboniq.	— acétique.	— malique.
Or.		— prussique.	Ammoniaque.	— boracique.	— succinique.
		— carboniq.		— prussique.	— acétique.
		Ammoniaque.		— carboniq.	— boracique.
				Ammoniaque.	— prussique.
					— carboniq.
					Alcalis fixes.
					Huiles grass.
					Ammoniaque.

PAR VOIE SÈCHE.

	OR.	ARGENT.	PLATINE.	MERCURE.	PLOMB.
Titane.	Mercur.	Plomb.	Arsenic.	Or.	Or.
Manganèse.	Cuivre.	Cuivre.	Or.	Argent.	Argent.
Zinc.	Argent.	Mercur.	Cuivre.	Platine.	Cuivre.
Fer.	Plomb.	Bismuth.	Etain.	Plomb.	Mercur.
Etain.	Bismuth.	Etain.	Bismuth.	Etain.	Bismuth.
Urane.	Etain.	Or.	Zinc.	Zinc.	Etain.
Molybdène.	Antimoine.	Antimoine.	Antimoine.	Bismuth.	Antimoine.
Tungstène.	Fer.	Fer.	Nickel.	Cuivre.	Platine.
Cobalt.	Platine.	Manganèse.	Cobalt.	Antimoine.	Arsenic.
Antimoine.	Zinc.	Zinc.	Manganèse.	Arsenic.	Zinc.
Nickel.	Nickel.	Arsenic.	Fer.	Fer.	Nickel.
Arsenic.	Arsenic.	Nickel.	Plomb.	Sulfures al- calins.	Fer.
Chrome.	Cobalt.	Platine.	Argent.	Soufre.	Sulfures al- calins.
Bismuth.	Manganèse.	Sulfures al- calins.	Mercur.		Soufre.
Plomb.	Sulfures al- calins.		Sulfures al- calins.		
Cuivre.					
Tellure.					
Platine.					
Mercur.					
Argent.					
Or.					
Hydrogène.	La colonne au-dessous de l'oxygène est divisée en deux parties. La première représente l'ordre dans lequel les métaux se précipitent réciproquement des dissolutions acides; la seconde, d'après M. Vauquelin, montre les affinités des métaux pour l'oxygène; indiquées par la difficulté de réduction de leurs oxides. Elle diffère de la colonne de Bergman.				
Carbone.					
Bore.					
Phosphore.					
Soufre.					
Azote.					
Chlore.					

MÉTALUX. — (Suite de la Table II.)

PAR VOIE HUMIDE.

OXIDE DE CUIVRE.	OXIDE DE FER.	OXIDE D'ÉTAI.	OXIDE DE BIAMUTH.	OXIDE DE NICKEL.	OXIDE D'ARSENIC.
Acide galliq. — oxalique. — tartrique. — muriatig. — sulfurique — mucique. — nitrique. — arsénique. — phospho- — rique. — succinique — fluorique. — citrique. — acétique. — borique. — prussique. — carboniq. Potasse. Soude. Ammoniaque Sels compo- — sés. Huiles grass.	Acide galliq. — oxalique. — tartrique. — camphori- — que. — sulfurique — mucique. — nitrique. — phospho- — rique. — succinique — fluorique. — citrique. — arsénique. — borique. — prussique. — carboniq.	Acide galliq. — tartrique. — muriatig. — sulfurique — oxalique — arsénique. — phospho- — rique. — nitrique. — saccharique — fluorique. — mucique. — citrique. — acétique. — borique. — prussique. Fusée. Soude. Ammoniaque	Acide oxalig. — arsénique. — tartrique. — phospho- — rique. — sulfurique — muriatig. — nitrique. — fluorique. — mucique. — succinique — citrique. — acétique — prussique — carboniq. Ammoniaque	Acide oxalig. — muriatig. — sulfurique — tartrique. — nitrique. — sélacique. — phospho- — rique. — fluorique. — mucique. — succinique — citrique. — acétique. — arsenique. — borique. — prussique. — carboniq. Ammoniaque	Acide galliq. — muriatig. — oxalique. — sulforique — nitrique. — sélacique. — tartrique. — phospho- — rique. — fluorique. — mucique. — succinique — citrique. — acétique. — arsénique. — borique. — prussique. Alcalis fixes. Ammoniaque Huiles grass. Eau.

PAR VOIE SÈCHE.

CUIVRE.	FER.	ÉTAI.	BIAMUTH.	NICKEL.	ARSENIC.
Or. Argent. Fer. Arsenic. Manganèse. Zinc. Antimoine. Platine. Étain. Plomb. Nickel. Bismuth. Cobalt. Mercure. Sulfures al- — calins. Soufre.	Nickel. Cobalt. Manganèse. Arsenic. Cuivre. Or. Argent. Étain. Antimoine. Platine. Bismuth. Sulfures al- — calins. Soufre.	Zinc. Mercure. Cuivre. Antimoine. Or. Argent. Plomb. Fer. Manganèse. Nickel. Arsenic. Platine. Bismuth. Cobalt. Sulfures al- — calins. Soufre.	Plomb. Argent. Or. Mercure. Antimoine. Étain. Cuivre. Platine. Nickel. Fer. Zinc. Sulfures al- — calins. Soufre.	Fer. Cobalt. Arsenic. Cuivre. Or. Étain. Antimoine. Platine. Bismuth. Plomb. Argent. Zinc. Sulfures al- — calins. Soufre.	Nickel. Cobalt. Cuivre. Fer. Argent. Étain. Plomb. Or. Platine. Zinc. Antimoine. Sulfures al- — calins. Soufre.

MÉTALUX. — (Fin de la Table II^e.)

PAR VOIE HUMIDE.

OXIDE DE COBALT.	OXIDE DE ZINC.	OXIDE D'ANTIM ^e .	OXIDE DE MANGANÈSE	OXIDE DE TELLURE	OXIDE DE TITANE.
Acide oxaliqu. — muriatiqu. — sulfurique — tartrique. — nitrique. — phospho- — rique. — fluorique. — mœcique. — succinique — citrique. — acétique. — arsenique — borique. — prussique. — carboniq. Ammoniaque	Acide galliq. — oxalique. — sulfurique — muriatiqu. — mœcique. — nitrique. — tartrique. — phospho- — rique. — citrique. — succinique — fluorique. — arsenique. — acétique. — borique. — prussique. — carboniq. Alcalis fixes. Ammoniaque	Acide galliq. — muriatiqu. — borosque. — oxalique. — sulfurique — nitrique. — tartrique. — mœcique. — phospho- — rique. — citrique. — succinique — fluorique. — arsenique. — acétique. — borique. — prussique. — carboniq. Soufre. Alcalis fixes. Ammoniaque	Acide oxaliqu. — tartrique. — citrique. — fluorique. — phospho- — rique. — nitrique. — sulfurique — muriatiqu. — arsenique. — acétique. — prussique. — carboniq.	Acide nitriq. — nitro-mu- — riatique. — sulfurique. Soufre. Alcalis. Mercure.	Acide sulfu- — riques. — nitrique. — muriatiqu. — prussique. OXIDE D'URANE. Acide sulfur. — nitro-mu- — riatique. — muriatiqu. — nitrique. — phospho- — rique. — acétique. — gallique. — prussique. — carboniq. Soufre.

PAR VOIE SÈCHE.

COBALT.	ZINC.	ANTIMOINE.	MANGANÈSE	TELLURE.	
Fer. Nickel. Arsenic. Cuivre. Or. Platine. Etain. Antimoine. Zinc. Sulfures alcalins. Soufre.	Cuivre. Antimoine. Etain. Mercure. Argent. Or. Cobalt. Arsenic. Platine. Bismuth. Plomb. Nickel. Fer.	Fer. Cuivre. Etain. Plomb. Nickel. Argent. Bismuth. Zinc. Or. Platine. Mercure. Arsenic. Cobalt. Sulfures alcalins. Soufre.	Cuivre. Fer. Or. Argent. Etain. Sulfures alcalins.	Mercure. Soufre.	

EXEMPLES de doubles affinités par la voie humide.

Sulfate de magnésie Acide sulfurique 50 Magnésie. Acide fluorique.	Nitrate de chaux. Acide nitrique. 44 Chaux. 54 Acide sulfurique. Sulfate de Chaux
Acide arsenique. Oxigène. Arsenic. Acide muriatique. Oxigène. Acide muriatique oxigéné. Acide arsenique.	Acétate de potasse. Potasse. 26 Acide acétique. Sulfure de potasse. Soufre.
Sulfate de chaux. Chaux. 54. Acide sulfurique. Soufre.	Muriate de Potasse. Potasse. 32 Acide muriatique. 62 + 23 = 85 Acide sulfurique. 86 Chaux. Sulfate de chaux. Muriate de chaux.
Nitre. Potasse. 58 Acide nitrique. 62 Acide sulfurique. Oxide de plomb. Nitrate de plomb. Sulfate de potasse.	Muriate de Potasse. Potasse 62 Acide sulfurique 32 + 54 = 86 Acide muriatique. 86 Chaux. Sulfate de Chaux.
Nitrate d'ammoniaque. Ammoniaque. 58 Acide nitrique. 46 Acide sulfurique. Oxide de mercure. Nitrate de mercure. Sulfate de mercure.	Nitrate de soude. Soude. Acide nitrique. Acide muriatique. Argent. Sel commun. Nitrate d'argent. Muriate d'argent.

AUGITE. Pyroxène de Haüy. Ce minéral est le plus souvent cristallisé en petits prismes à six ou huit faces, avec des sommets dièdres. On le trouve aussi en grains. Ses couleurs sont le vert, le brun et le noir. A l'intérieur il est éclatant. Sa cassure est inégale; il est translucide, se brise facilement, il raie le verre; sa pesanteur spécifique est 3,5; il se fond en un émail noir. Il est composé suivant Klaproth de 48 silice, 24 chaux, 12 oxide de fer, 8,75 magnésie, 5 alumine, 1 manganèse. On le trouve parmi les roches volcaniques, mais on suppose qu'il a existé avant l'éruption et qu'il a précédé l'éjection de la lave. On en rencontre aussi de beaux cristaux dans le basalte, et ils sont d'un plus beau vert et plus brillans que ceux des laves. L'augite se trouve avec l'olivine dans le basalte de Teesdale; dans les roches de trapp aux environs d'Edimbourg, et dans quelques-unes des Hébrides.

On regarde la sahlite et la coccolite comme des variétés de l'augite.

AVANTURINE. C'est une variété de roche de quartz contenant des paillettes de mica. Les plus beaux échantillons viennent d'Espagne; mais le docteur M. Culloch en a rencontré quelques-uns à Glen Feruat en Ecosse, qui après avoir reçu le poli, ne le cédaient en beauté à aucun de ceux venant de l'étranger. La couleur la plus ordinaire qui fait le fonds de l'avanturine est le brun ou le brun rougeâtre, renfermant des paillettes dorées.

AXINITE ou PIERRE DE THUM. Ce minéral se présente quelquefois en masse, mais le plus souvent cristallisé. Les cristaux ressemblent un peu à une hache par la forme et le tranchant de leurs bords; ce sont des parallépipèdes rhomboïdaux comprimés, dont deux des bords opposés manquent et sont remplacés chacun par une facette. Ils sont translucides et d'une couleur violette, d'où lui est venu le nom de schorl violet. Ils deviennent électriques par la cha-

leur, leur couleur ordinaire est le brun de girofle. Son éclat est le très-éclatant. L'axinite est dure, mais elle se laisse entamer à la lime et elle est aisément frangible. Sa pesanteur spécifique est 3,25. Traitée au chalumeau elle bouillonne comme la zéolite et se fond en un émail noir ou un verre de couleur verte foncée. D'après l'analyse de M. Vauquelin elle est formée de 44 silice, 18 alumine, 19 chaux, 14 oxyde de fer et 4 oxyde de manganèse. On la trouve à Thum en Saxe; dans le Cornouailles; et à Trewellard dans ce voisinage.

AZOTE (ou NITROGÈNE). Principe élémentaire ou indécomposé, des plus importants. Comme il forme les quatre cinquièmes du volume de l'air atmosphérique, la méthode la plus prompte de se procurer l'azote, consiste à en séparer l'oxygène avec lequel il est mêlé, par combustion du phosphore ou de l'hydrogène. On peut encore le retirer des matières animales soumises, dans une cornue de verre, à l'action de l'acide nitrique étendu de dix ou douze fois son poids d'eau.

* L'azote possède toutes les propriétés physiques de l'air. Il éteint la flamme et est impropre à la vie des animaux. 100 volumes d'eau en absorbent un de ce gaz. Sa pesanteur spécifique est 0,9723, et un décimètre cube pèse 1,1463^{gr}. Il n'a ni saveur ni odeur; il s'unit avec l'oxygène en quatre proportions, en donnant lieu à des composés très-importants; qui sont :

1. Le protoxyde d'azote ou oxyde nitreux.
2. Le deutoxyde d'azote, gaz nitreux, ou oxyde nitrique.
3. L'acide nitreux.
4. L'acide nitrique.

1. *Protoxyde d'azote ou oxyde nitreux.* Ce gaz découvert par Priestley en 1772, fut examiné pour la première fois avec soin par sir H. Davy en 1799. La meilleure manière de se le procurer consiste à exposer à la flamme d'une lampe

d'Argand, dans une cornue de verre, le sel appelé nitrate d'ammoniaque. Quand la température s'approche de 200° centigrades, un nuage blanchâtre commence à s'étendre dans le col de la cornue, accompagné d'un dégagement abondant de gaz, que, pour des recherches exactes, on doit recueillir sur le mercure, mais qui, pour les expériences ordinaires peut être reçu sur l'eau. Ce gaz a toutes les propriétés physiques de l'air atmosphérique. Sa saveur est douce, son odeur faible et agréable, et l'eau, préalablement dépouillée d'air atmosphérique, peut en condenser à-peu-près son propre volume; propriété qui nous fournit le moyen d'en déterminer la pureté. Quand on plonge dans ce gaz une bougie allumée, elle y brûle avec un grand éclat, et la flamme est entourée d'une auréole bleuâtre; mais le phosphore peut y être fondu et sublimé sans prendre feu. Lorsqu'on y introduit ce corps en état de combustion vive, l'éclat de la flamme est fort augmenté. Le soufre et la plupart des autres corps combustibles exigent une température plus élevée pour brûler dans ce gaz, que dans l'oxygène ou l'air atmosphérique; ce qui peut être attribué à l'affinité contraire de l'azote intimement combinée avec l'oxygène. La pesanteur spécifique du gaz protoxide d'azote est 1,5277, et 1 décimètre cube pèse 1,837^{gr}. On peut le respirer, mais il n'est pas propre à entretenir la vie. Sir H. Davy a fait connaître le premier, que lorsqu'on en respire pendant deux ou trois minutes quelques litres qu'on a renfermés dans une vessie, on éprouve des effets analogues à ceux que produit la boisson de liqueurs fermentées; les effets sont cependant différens, comme on pouvait s'y attendre, suivant la diversité des tempéramens.

Sir H. Davy décrit ainsi les effets que ce gaz a produit sur lui-même. « Ayant préalablement fermé mes narines et vidé mes poumons, je respirai 4 quarts (environ 4 litres) d'oxide nitreux dans un sachet de soie qui le contenait. Les premiers effets furent semblables à ceux produits dans la dernière expérience (le vertige); mais bientôt, dans moins d'une demi-

minute, en continuant de respirer, ils diminuèrent par degrés, et furent suivis d'une sensation analogue à une douce pression exercée sur tous les muscles, accompagnée d'un chatouillement fort agréable, particulièrement dans la poitrine et vers les extrémités. Tous les objets autour de moi devinrent éblouissans et mon ouïe plus fine. Vers la dernière inspiration, le chatouillement augmenta, le sentiment du pouvoir musculaire devint plus grand, et enfin je tombai dans une prostration irrésistible au mouvement. Je ne me rappelle que confusément ce qui suivit; je sais seulement que mes mouvemens étaient variés et violens.

» Ces effets cessèrent bientôt après la respiration : au bout de dix minutes je me trouvai dans mon état d'esprit ordinaire; seulement le chatouillement dans les extrémités dura plus long-temps que les autres sensations.

» Un très-grand nombre de personnes ont respiré le gaz, et presque chacune d'elles a éprouvé les mêmes effets. Sur quelques-unes cependant, il n'en produisit d'aucune espèce, tandis que chez d'autres ils furent toujours douloureux.

» M.^r J. W. Tobin (après plusieurs épreuves imparfaites) éprouva quelquefois, quand l'air était pur, des émotions sublimes accompagnées de gestes tranquilles, et quelquefois une action musculaire très-violente avec des sensations de plaisir inexprimables; elles ne furent suivies ni de faiblesse, ni d'abattement : ses expériences ont été très-nombreuses. Les effets qu'il en a éprouvés dernièrement ont été un plaisir plus tranquille; chez sir H. Davy l'effet n'est pas diminué.

» M.^r James Thomson. Rire involontaire, chatouillement dans les orteils et les doigts, et sensation de plaisir délicieuse. Une douleur ressentie dans le dos et les reins, et occasionnée par de la fatigue le jour précédent, revint au bout de quelques minutes. Nous croyons avoir déjà fait une observation semblable sur plusieurs autres personnes; et nous l'imputons à la propriété incontestable que possède le gaz

d'augmenter la sensibilité ou la puissance nerveuse, plus que tout autre agent, et probablement d'une manière particulière.

« M.^r Thomas Pople. D'abord sentiment de tension désagréable, puis langueur voluptueuse agréable, et suspension de force musculaire; enfin toutes les puissances du corps et de l'esprit augmentées à un haut degré.

« M.^r Stephen Hammick, chirurgien de l'hôpital royal de Plymouth. En petite dose, bailemens et langueur. Il faut observer que la première sensation a souvent été désagréable et semblable au vertige; et que quelques personnes timides ont cessé de respirer dès qu'elles ont ressenti ce malaise. Deux doses plus fortes produisirent une ardeur et une action musculaire irrésistible, accompagnée d'exaltation d'esprit et d'idées plus vives. On administra alors à M. Hammick un sachet d'air ordinaire, qui ne produisit aucun effet: on prenait ordinairement cette précaution lorsque les illusions de l'imagination se manifestaient.

« M.^r Robert Southey ne put pas bien distinguer les premiers effets d'un reste de crainte qu'il ne fut pas capable de surmonter. Les premières sensations bien définies qu'il éprouva furent une plénitude et un étourdissement tels, qu'il craignit de tomber. Ceci fut suivi d'un rire involontaire, mais très-agréable, accompagné d'un chatouillement dans les extrémités, sensation tout-à-fait nouvelle et délicieuse. Pendant plusieurs heures après l'expérience, il crut que son odorat et son goût étaient devenus plus fins, et il est certain que sa force et sa gaité étaient augmentées. Dans une seconde épreuve, il éprouva un plaisir encore supérieur, et il fit alors cette remarque poétique, qu'il supposait que l'atmosphère des cieux les plus élevés devait être formée de ce gaz.

« Robert Kinglake, M. D. Liberté de respirer augmentée à un haut degré, à laquelle succéda dans la tête un sentiment de délire des plus délicieux, qui peu-à-peu devint général en donnant plus de ton aux muscles. A la fin, une tranquillité

semblable à l'enivrement suspendit pendant cinq minutes toute puissance volontaire, et fut suivie pendant plusieurs heures d'une gaieté et d'une vivacité inaccoutumées. Une seconde dose plus forte produisit une extase parfaite pendant environ une minute, et une ardeur extraordinaire s'empara de tout le système. Les effets furent constamment un sentiment d'augmentation des forces physiques et morales. Chacun de ces deux essais, et le premier surtout, parut faire renaître pour un moment des douleurs rhumatismales disparues.

« M.^r Wedgwood respira d'abord de l'air atmosphérique, sans savoir que c'en était; il déclara qu'il n'avait produit aucun effet, et que cela le confirmait dans ses idées sur le peu de pouvoir du gaz. Cependant, quand on lui eut fait respirer de ce dernier pendant quelque temps, il rejeta le sachet qui le contenait, et se mit à respirer laborieusement la bouche ouverte en serrant son nez de la main gauche, sans avoir la force de l'en ôter, quoiqu'il eût bien la connaissance de sa situation comique: tous ses muscles paraissaient être en vibration; il avait une forte propension à faire des gestes antiques, se croyait plus léger que l'atmosphère et comme s'il eût été transporté sur une montagne. Avant l'expérience, il éprouvait beaucoup de fatigue causée par une longue course à cheval: elle disparut tout-à-fait. Dans une seconde épreuve, les effets furent à-peu-près les mêmes, mais moins agréables; et enfin dans une troisième ils furent plus délicieux encore ». *Res. on nit. ox.*

J'ai souvent constaté ces sensations de plaisir sur moi-même et sur mes élèves. Les causes de malaise tiennent, le plus souvent, je le crois, à l'impureté du gaz, à un tube ou un robinet trop étroit, ou enfin à une respiration que la crainte rend trop précipitée. Si un peu de sulfate ou de muriate d'ammoniaque se trouvait mêlé avec le nitrate d'ammoniaque, le gaz qu'il produirait n'aurait aucune propriété enivrente. J'emploie, pour ces expériences, un tube de

verre large, que l'on fixe sur l'ouverture d'une grande vessie.

J'ai remarqué qu'une souris introduite dans le gaz protoxide d'azote, y périt presqu'instantanément; tandis qu'elle se débat pendant quelque temps dans l'azote, l'hydrogène et l'acide carbonique.

On peut analyser le protoxide d'azote en y faisant brûler de l'hydrogène, du carbone ou du phosphore. Si l'on mêle 100 volumes d'hydrogène avec 100 volumes de protoxide, et qu'on fasse détoner le mélange dans un eudiomètre, il ne restera que 100 mesures d'azote; d'où il suit, que l'oxide contenait 50 mesures d'oxygène, quantité équivalente à 100 d'hydrogène. Ce gaz protoxide est donc composé de 100 mesures d'azote + 50 d'oxygène, condensés par leur action mutuelle, en 100 mesures.

Maintenant, 100 vol. d'azote pèsent. . . . 0,9722

50 d'oxygène $\frac{111,11}{2}$. . . =,5555

1,5277

Cette somme, obtenue synthétiquement, coïncide exactement avec la pesanteur spécifique du composé. Il est donc formé en poids de

Une proportion d'azote. . . = 1,75 . . . 63,64

Une proportion d'oxygène. . = 1,00 . . . 36,36

2,75 . . . 100,00

Et le poids de l'atome est le même que celui de l'acide carbonique.

Le fer brûle dans ce gaz avec un grand éclat, mais la combustion s'arrête bientôt.

2. *Deutoxide d'azote ou oxide nitrique.* Priestley le décrit pour la première fois en 1772. Dans une cornue de verre contenant des tournures de cuivre, versez de l'acide

nitrique étendu de six ou huit fois son poids d'eau, et chauffez légèrement. Il se développera un gaz que l'on peut recevoir sur l'eau; mais que, pour des expériences exactes, on devra recueillir sur le mercure. Sa pesanteur spécifique est 1,0416
 1 décimètre cube pèse ^{gr.} 1,455. L'eau condense à-peu-près $\frac{1}{30}$ de son volume de deutocide d'azote. Mais une dissolution de protosulfate ou de protomuriate de fer l'absorbe en très-grande quantité, en donnant lieu à un liquide foncé, dont on se sert, dans l'eudiomètre de sir H. Davy, pour condenser l'oxigène.

Lorsqu'on ouvre dans l'air atmosphérique un flacon contenant du gaz deutocide d'azote, il se forme à l'instant des vapeurs rouges dues à l'absorption de l'oxigène et à la formation d'acide nitreux. Quand on force un animal à respirer ce gaz, il périt instantanément à cause de la formation de cet acide et de la condensation de l'oxigène dans ses poumons. Une bougie allumée qu'on y plonge s'y éteint ainsi que la flamme du soufre; mais le phosphore enflammé continue d'y brûler avec un grand éclat. Un mélange de gaz hydrogène et d'oxide nitrique brûle avec une flamme verdâtre, mais ne fait pas explosion par l'étincelle électrique; quoique Fourcroy assure que ce gaz détone quand on le fait traverser un tube de porcelaine chauffé au rouge. Le pyrophore de Homberg y brûle spontanément.

Le deutocide d'azote est décomposé par plusieurs métaux, quand on les chauffe dans ce gaz; c'est ce qui a lieu, par exemple, avec l'arsenic, le zinc et le potassium en excès; il les oxide et dégage la moitié de son volume d'azote. Le charbon chauffé au rouge dans ce gaz par le moyen d'un verre ardent, produit un demi-volume d'azote et un demi-volume d'acide carbonique. Toutes ces expériences analytiques se réunissent pour faire voir que l'oxide nitrique consiste en oxigène et azoté, à volumes égaux. Ainsi donc, si nous prenons le poids moyen d'un volume de chaque gaz, nous

aurons celui du composé gazeux, ou sa pesanteur spécifique.

Azote. 0,9722	{	Somme. 2,0833	Demi-somme ou p. s. 1,0416
Oxigène. 1,1111			

Convertissant ces nombres en atômes, nous trouverons que le gaz est formé de

1 proportion d'azote.	$\frac{0,9722}{1,1111} = 1,75$	46,66
2 proportions d'oxigène.	$\frac{1,1111}{1,1111} = 2,00$	53,33
		100,00

Lorsque le deutocide d'azote est exposé, à la température ordinaire, à l'action de corps ayant une forte affinité pour l'oxigène, tels que les sulfites, le protomuriate d'étain et les hydrosulfures alcalins, deux volumes de ce gaz sont convertis en un volume du protoxide; ce qui nous fait voir, qu'en lui enlevant une proportion d'oxigène, celle qui reste entre en combinaison plus intime avec l'azote.

Pour la manière d'agir de ce gaz sur l'hydrogène, voyez *Ammoniaque*; et sur l'oxigène, voyez *Eudiomètre* et *Acides nitreux et nitrique*.

L'azote se combine avec le chlore et l'iode, et donne lieu à deux composés fort dangereux.

1. Le *chlorure d'azote* fut déconvert au commencement de 1812, par M. Dulong; mais sir H. Davy fit le premier connaître sa nature.

Mettez dans une capsule à évaporation en porcelaine une dissolution de 1 partie de nitrate ou de muriate d'ammoniaque dans 10 parties d'eau, chauffée à environ 100°, et renversez dans ce bain une fiole à large ouverture remplie de chlore. A mesure que le liquide s'élève dans la fiole par la condensation du gaz, on voit nager à sa surface des gouttelettes oléagineuses, qui ne tardent pas à se rassembler et à se précipiter au fond en gros globules; c'est le *chlorure d'azote*. Il faut mettre au fond de la capsule une couche légère de sel marin, afin d'empêcher la décomposition du chlorure par le

sel ammoniacal ; et on ne doit le préparer qu'en très-petites quantités. Le *chlorure d'azote*, ainsi obtenu, est un liquide d'apparence huileuse, de couleur jaune, et ayant une odeur pénétrante insupportable, analogue à celle de l'acide chloro-carbonique. Sa pesanteur spécifique est 1,653. Quand on verse de l'eau tiède dans un verre qui en renferme, il se développe un grand volume de fluide élastique de couleur orangée qui diminue à mesure qu'il traverse l'eau.

« J'essayai, dit sir H. Davy, de recueillir les produits de l'explosion de cette nouvelle substance, en appliquant la chaleur d'une lampe à esprit-de-vin à une de ces gouttelettes mise dans un tube recourbé sur l'eau ; il se dégagait d'abord un peu de gaz ; mais bien avant que l'eau eût atteint la température de l'ébullition, l'on vit apparaître un éclat de lumière extraordinaire, accompagné d'un bruit aigu ; le tube et le verre furent brisés en pièces, et je reçus dans la *cornée* transparente un coup très-violent, qui m'occasionna une inflammation ophthalmique si considérable, que je fus obligé de faire écrire ces détails par la main d'un copiste. Cette expérience fait voir quelles précautions *extrêmes* il faut prendre quand on opère sur cette substance ; car la quantité que j'en employai était à peine plus grosse qu'un grain de moutarde ». *Phil. Trans.* 1813, Part. 1. Le chlorure d'azote s'évapore assez rapidement à l'air ; et *dans le vide* il se réduit en une vapeur qui possède encore la propriété de détoner par la chaleur. Lorsqu'on le refroidit artificiellement dans l'eau, ou dans une dissolution ammoniacale à $-4^{\circ}44$ centigrades, le liquide environnant se congèle ; mais quand il est seul, on peut l'entourer d'un mélange de glace et de muriate de chaux sans qu'il se solidifie.

Mis dans l'eau, il y disparaît peu-à-peu, produisant de l'azote ; tandis que l'eau devient acide, et acquiert la saveur et l'odeur d'une faible dissolution d'eau-régale.

Avec les acides muriatique et nitrique, il fournit de l'azote ; et avec l'acide sulfurique étendu, un mélange d'azote et

d'oxygène. Dans une forte dissolution d'ammoniaque, il détone, tandis qu'il abandonne de l'azote quand elle est faible.

Exposé sur du mercure pur sans le contact de l'eau, il en résulta une poudre blanche (du calomel) et de l'azote. « L'action du mercure sur ce composé, dit sir Humphry Davy, paraissait présenter un mode d'analyse plus exact et moins dangereux; mais en introduisant deux grains de la substance dans un tube de verre plein de mercure, et renversé sur un bain de ce métal, il se produisit une détonation violente, qui me blessa légèrement aux mains et à la tête, et je l'aurais été sans doute d'une manière fort dangereuse, si mes yeux et mon visage n'eussent été préservés par une plaque de verre attachée à un chapeau approprié à cet usage; précaution bien utile à prendre dans les recherches qu'on entreprend sur ce corps ». *Phil. Trans.*, 1813, part. 2. En l'employant donc en plus petites quantités et avec du mercure nouvellement distillé, il parvint à obtenir les résultats des expériences sans aucune action violente ».

De ses expériences admirables sur l'analyse de cette terrible substance, au moyen du mercure, de l'acide muriatique, ainsi que de la décoloration du sulfate d'indigo, nous pouvons conclure que sa composition est :

4 vol. de chlore = 10	4 proportions. 18,0
1 vol. d'azote = 0,9722	1 proportion. 1,75

Ou, à très-peu-près, 10 en poids de chlore et 1 d'azote.

Un petit globule de chlorure d'azote, jeté dans un verre contenant de l'huile d'olive, produisit une explosion très-violente; et le verre, quoique très-épais, fut réduit en morceaux. Les effets furent semblables sur l'huile de térébenthine et la naphte. Dans l'éther et l'alcool, l'action ne fut que très-légère. Quand on fit toucher sous l'eau une particule de cette substance par un bâton de phosphore, on aperçut à travers l'eau une lumière brillante, et il se dégaga un gaz permanent, ayant toutes les propriétés de l'azote.

Quand on employa, pour le contact avec le phosphore, des quantités plus grosses qu'un grain de moutarde, l'explosion qui eut lieu fut toujours assez violente pour briser le vaisseau où l'on faisait l'expérience. Le chlorure d'azote est sans action sur l'étain en feuille et le zinc, ainsi que sur le soufre et la résine; mais il détone fortement, quand on le jette dans une dissolution éthérée ou alcoolique de phosphore.

La force mécanique de ce composé dans la détonation, paraît être supérieure à toute autre connue, sans même en excepter l'argent ammoniacal fulminant. La rapidité de son action paraît aussi beaucoup plus grande. Ayant touché un très-petit globule de cette substance placé dans une cuiller de platine sur une table, avec un petit fragment de phosphore à la pointe d'une lame de canif, la cuiller fut aussitôt mise en pièces par la force de l'explosion.

MM. Poret, Wilson et Rupert Kirk, ont mis cent vingt-cinq substances en contact avec le chlorure d'azote. Les seules avec lesquelles il ait fait explosion sont les suivantes :

Hydrogène super-sulfuré.

Phosphore.

Phosphure de chaux.

Camphre phosphuré.

Huile de camphre.

Hydrogène phosphuré.

Gaoutchouc.

Mirrhe.

Huile de Palmier.

Ambre gris.

Huile de baleine.

— de lin.

— d'olive.

— de soufre.

Huile de térébenthine.

— de goudron.

— d'ambre.

— de pétrole.

— de peau d'oranges.

Naphte.

Savon d'argent.

— de mercure.

— de cuivre.

— de plomb.

— de manganèse.

Potasse fondue.

Ammoniaque liquide.

Gaz nitreux.

Nich. Journ., vol. XXXIV.

2. *Iodure d'Azote.* L'azote ne s'unit pas directement avec l'iode; cette combinaison ne peut s'obtenir qu'au moyen de l'ammoniaque. Elle fut découverte par M. Courtois, et examinée avec beaucoup de soin par M. Colin. Lorsqu'on fait passer un courant de gaz ammoniac sur l'iode, il se forme immédiatement un liquide visqueux luisant, d'un noir brunâtre, qui perd de son éclat et de sa viscosité, à mesure qu'il se sature davantage d'ammoniaque. Il ne se dégage aucun gaz pendant la formation de ce liquide, que l'on peut appeler un *iodure d'ammoniaque*. Il n'est point fulminant. Quand on le dissout dans l'eau, une portion de l'ammoniaque est décomposée. Son hydrogène forme de l'acide hydriodique; tandis que l'azote, s'unissant avec une portion d'iode, forme une poudre fulminante. L'iodure d'azote peut aussi s'obtenir directement, en mettant de l'iode en poudre dans de l'ammoniaque liquide: c'est en effet la meilleure manière de le préparer; car l'eau n'est point décomposée, et elle ne paraît concourir à la formation de cet iodure qu'en déterminant la production d'hydriodate d'ammoniaque.

L'iodure d'azote est pulvérulent, et d'un noir brunâtre. Il détone par le plus léger choc, ou par la chaleur, en émettant une vapeur violette légère. Quand il est convenablement préparé, il détone souvent de lui-même; d'où il suit, que lorsque la poudre noire est formée, et qu'on a décanté l'ammoniaque liquide, il faut laisser la capsule qui le renferme dans un repos parfait.

Lorsqu'on met cet iodure dans l'eau de potasse, il se dégage de l'azote, et l'on obtient les mêmes produits que quand on fait dissoudre de l'iode dans une lessive alcaline. L'hydriodate d'ammoniaque, qui jouit de la propriété de dissoudre une grande quantité d'iode, décompose par degrés la poudre fulminante, et met l'azote en liberté; l'eau elle-même jouit de cette propriété, quoiqu'à un degré moins élevé. Comme les élémens de l'iodure d'azote sont très-faiblement unis, on ne doit le préparer qu'avec précaution, et

ne point en conserver. En en transportant un peu d'une capsule de platine sur un morceau de papier, le tout fit explosion dans mes mains, quoique le frottement des parties les unes contre les autres fût infiniment petit et inappréciable.

Sir Humphry Davy et M. Gay-Lussac ont fait détoner l'iodure d'azote dans des tubes, et recueilli les produits. Ce dernier chimiste dit : « Si l'on décompose un gramme de la poudre fulminante, on obtient, à la température de zéro, et sous la pression de 76 millimètres de mercure, un mélange de gaz de 0,1152 litres, qui est composé de 0,0864 litres de vapeur d'iode et 0,0288 litres d'azote. *Annales de Chimie*, XCI. Or, 0,0864 est à 0,0288, exactement dans le rapport de 3 à 1 ; le chlorure d'azote consiste donc en :

$$\begin{array}{rcl} 3 \text{ vol. de vapeur d'iode} & = & 8,65 \times 3 = 25,89 \\ 1 \text{ vol. d'azote} & = & = 0,9722 \end{array}$$

Ou, en réduisant à l'échelle des équivalens de l'oxygène, il sera formé de

$$\begin{array}{rcl} 3 \text{ proportions d'iode.} & = & 46,5 \dots 96,37 \\ 1 \text{ proportion d'azote.} & = & 1,75 \dots 3,63 \\ & & \hline & & 100,00 \end{array}$$

● L'azote a jusqu'ici résisté à toutes les tentatives qu'on a faites pour le décomposer. Sir Humphry Davy réduisit du potassium en vapeur dans de l'azote renfermé sur le mercure, et fit passer, à travers la vapeur, la flamme d'une batterie voltaïque de 2000 paires de plaques, sans que l'azote éprouvât aucun changement ; il fit encore, pour le décomposer, plusieurs autres essais infructueux.

Dans mes premières expériences sur les sels ammoniacaux, je trouvai que, lorsqu'on fait rougir ensemble de la chaux sèche et du muriate d'ammoniaque dans un tube de porcelaine communiquant à un appareil de Woulfe, il disparaissait constamment une portion d'ammoniaque, ou qu'elle était anéantie, sans qu'on obtint rien autre chose que de l'eau

pour remplacer cette perte. « Je me suis assuré que l'appareil était hermétiquement fermé. J'ai, en effet, répété l'expérience au moyen d'un long tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, et recourbé en forme de cornue; tandis que l'autre extrémité était effilée en un tube étroit qui s'engageait sous une cloche dans la cuve à mercure. Le milieu du tube fut maintenu horizontal, et refroidi artificiellement. L'extrémité fermée contenait le mélange de chaux et de muriate d'ammoniaque. On dirige alors sur cette partie la flamme d'un chalumeau à alcool, légèrement d'abord, mais ensuite assez fortement pour la tenir rouge pendant quelque temps. Le sel ammoniac obtenu ne s'éleva pas au-delà des trois quarts de celui employé primitivement ». Ce sel fut évalué, en saturant par l'acide muriatique l'ammoniaque dégagée, et évaporant avec soin. (*Voyez Ann. of Phil.*, sept. 1817.)

Les plus forts argumens en faveur de la nature composée de l'azote se tirent de son peu de tendance à la combinaison, et de ce qu'il se trouve en abondance dans les organes d'animaux se nourrissant de substances qui n'en contiennent pas.

Ses usages dans l'économie du globe sont peu évidens; ce qui vient encore à l'appui de l'idée que sa vraie nature chimique est encore inconnue, et nous fait espérer qu'on pourra un jour parvenir à le décomposer.

Il paraîtrait que l'azote et l'oxygène contenus dans l'atmosphère, se combinent spontanément en d'autres proportions, dans quelques opérations de la nature, et avec le concours de certaines circonstances inconnues. C'est ainsi que nous voyons les substances crayeuses ou les matières alcalines favoriser la formation de l'acide nitrique dans certaines parties de la terre; et que ces substances sont indispensables, pour que nous puissions produire artificiellement du nitre au moyen des substances végétales et animales en décomposition.

AZURITE. L'azurite de Werner et de Haüy. Ce minéral

se trouve souvent en cristaux obliques quadrangulaires d'une belle couleur bleue. Il est translucide seulement sur les bords, cassant, et presque aussi dur que le quartz. Quand on le rencontre en masse, il est ou en grains, ou en morceaux de la grosseur d'une noisette. On le trouve engagé dans le mica. Son éclat est celui du verre. Ses parties constituantes sont 66 alumine, 18 magnésic, 10 silice, 2,5 oxide de fer, 2 chaux. On le trouve à Vörau, en Styrie, dans une gangue de quartz; mais les plus beaux échantillons viennent de l'évêché de Salzbourg.

B

BAIKALITE. (*Voyez TRÉMOLITE ASBESTIFORME.*)

BAIN. La chaleur que communiquent les corps en combustion doit nécessairement varier suivant les circonstances; et ces changemens peuvent non-seulement avoir de l'influence sur les résultats des opérations, mais encore, dans beaucoup de cas, endommager les vaisseaux soumis à l'action de la chaleur, surtout lorsqu'ils sont de verre. Un des moyens qu'on emploie le plus ordinairement pour obvier à ces inconvéniens, consiste à interposer entre le feu et le vase à échauffer, une certaine quantité de sable ou de toute autre matière. Les substances interposées sont le plus ordinairement le sable et l'eau. Les anciens chimistes ont donné au bain formé par ce liquide le nom de bain-marie. Un bain de vapeur d'eau présente, dans quelques cas, plus d'avantages que le bain-marie ordinaire. Quelques chimistes ont proposé des bains de plomb et d'étain en fusion, et d'autres substances fusibles; ils peuvent être avantageux pour quelques circonstances particulières dans lesquelles l'opérateur intelligent devra s'abandonner à sa propre sagacité.

On peut élever considérablement la chaleur du bain-marie en y faisant dissoudre différens sels. Ainsi, une dissolution

saturée de sel commun n'entre en ébullition qu'à $107^{\circ},4$ centigrades, ou $7^{\circ},4$ plus tard que l'eau ordinaire; et en employant une dissolution de chlorure de calcium, on peut facilement élever la température de 100 à 122° centigrades.

BALAI RUBIS. (*Voyez SPINELLE.*)

BALANCE. Toute opération chimique exacte commence et finit par une pesée. Cette détermination des poids sera toujours fastidieuse et incorrecte avec des instrumens imparfaits; mais avec une bonne balance, on n'obtiendra que des résultats satisfaisans; et surtout, l'on épargnera beaucoup de temps, si précieux dans les recherches expérimentales.

La balance consiste en un levier, dont l'axe de mouvement est formé par un tranchant semblable à celui d'un couteau; les deux plateaux qui sont aux extrémités des bras de ce levier sont suspendus sur des couteaux pareils. On commence par faire les tranchans extrêmement aigus, puis on les adoucit, en les frottant sur une pierre ou sur une peau de buffle. La bonté de l'instrument dépend en grande partie de la forme régulière de sa partie arrondie. Lorsqu'on considère le levier comme une simple ligne, on nomme les deux couteaux extrêmes, points de suspension; et celui du milieu, point d'appui. Les points de suspension sont supposés également distans du point d'appui, et chargés de poids égaux quand le levier est en équilibre.

1. Si le point d'appui est placé au centre de gravité du levier, ou fléau, et que les trois couteaux se trouvent dans la même ligne droite, la balance n'aura pas plus de tendance vers telle position que vers telle autre; mais elle restera dans celle où on la placera, soit qu'on enlève ou non les bassins, qu'ils soient chargés ou vides.

2. Si, lorsque le fléau est horizontal, le centre de gravité se trouve immédiatement au-dessus du point d'appui, la plus légère action suffira pour le déplacer; alors le bras le plus

bas descendra; et il le fera avec une vitesse d'autant plus grande, que le centre de gravité sera plus élevé, et que les points de suspension seront moins chargés.

3. Mais si le centre de gravité est immédiatement au-dessous du point d'appui, le fléau ne pourra demeurer en repos que dans la situation horizontale; et si on l'écarte de cette position, qu'on l'abandonne ensuite à lui-même, il tendra à y revenir, en oscillant jusqu'à ce qu'il s'y soit remis: Les oscillations seront d'autant plus rapides, et la tendance à l'horizontalité d'autant plus forte, que le centre de gravité sera plus bas, et la charge sur les points de suspension plus légère.

4. Si le point d'appui est au-dessous de la ligne qui joint les points de suspension, et qu'on vienne à les charger, le fléau se renversera, à moins qu'il n'en soit empêché par le poids du fléau tendant à le ramener à la position horizontale, comme dans le § 3. Dans ce dernier cas, de petits poids pourront rétablir l'équilibre, comme dans le § 3; un certain poids exact restera en repos dans quelque position que ce soit, ainsi qu'il a été dit § 1, et tout poids supérieur fera renverser le fléau, comme dans le § 2. On fabrique souvent sur ce principe, des balances qui trébuchent sous toute charge considérable.

5. Si le point d'appui est au-dessus de la ligne qui joint les points de suspension, le fléau reviendra à la position horizontale, à moins que son propre poids ne s'y oppose comme dans le § 2. Si le centre de gravité du fléau est très-près du point d'appui, toutes les oscillations du fléau chargé se feront dans des intervalles de temps à très-peu-près égaux, à moins que les poids ne soient fort petits, car alors elles seront plus lentes. Plus le point d'appui est élevé, plus les oscillations de la balance sont rapides, et plus la tendance à la position horizontale est grande.

6. Si les bras de la balance sont inégaux, les poids qui se feront équilibre seront inégaux dans le même rapport. L'ouvrier éprouve de grandes difficultés à rendre l'égalité des bras par-

faite, tout en conservant au fléau la force et l'inflexibilité convenables.

7. L'égalité des bras dans la balance est surtout principalement utile, dans les recherches scientifiques, pour subdiviser les poids en deux. Un instrument à bras inégaux pourra peser aussi exactement qu'un autre à bras égaux, faits par le même ouvrier, en ayant soin d'équilibrer d'abord le poids étalon, de l'enlever ensuite de la balance, en mettant à sa place la substance qu'on veut peser, et de l'équilibrer de nouveau; ou bien lorsqu'on n'a besoin que de rapports, comme dans les recherches chimiques et autres semblables, on pèse les produits avec les poids eux-mêmes, en ayant soin de mettre toujours ceux-ci dans le même plateau; car alors, bien que le corps pesé ne soit pas en réalité égal aux poids, néanmoins leurs proportions relatives sont entre elles dans le même rapport que si cela était exactement.

8. Mais quoique l'égalité des bras de la balance puisse être négligée, il est cependant indispensablement nécessaire que leurs longueurs relatives, quelles qu'elles soient, restent invariables; et pour remplir cette condition, il faut, ou que les trois couteaux soient exactement parallèles, ou que les points de suspension et l'appui soient toujours dans la même partie du couteau: ce dernier objet s'obtient assez facilement.

Les balances construites à Londres le sont ordinairement de telle manière, que les points d'appui entrent à entailles dans les couteaux; de sorte que lorsque la balance est mise en mouvement, toutes les parties se trouvent naturellement dans le même support. Les balances construites en Écosse ont pour point d'appui un couteau droit, que deux plaques de côté maintiennent constamment à la même place; mais les points de suspension sont disposés comme dans la balance de Londres. Celles venant d'Ecosse, sont renfermées dans une petite boîte de fer vernissé, et on les trouve dans les magasins de Birmingham et de Sheffield, quoique plus rarement depuis quelques années, qu'il a été imaginé et mis dans

le commerce, un petit instrument de poche pour peser les guinées et les demi-guinées. Ces balances sont en général bien faites et bien ajustées; elles trébuchent, quand elles sont vides, à un vingtième de grain (environ 3 milligrammes), et leur sensibilité est assez grande pour indiquer un dixième de grain (environ 6 milligrammes) sur un poids de une once (30 grammes) dans chaque plateau. Leur prix est de 5 à 10 $\frac{1}{2}$ shellings ou demi-guinée (de 6 à 13 fr.); mais toutes celles dont le prix est au-dessous de sept shellings, n'ont pas leurs couteaux bien trempés, et conséquemment ne sont pas durables. L'acquéreur peut s'en convaincre, en passant la pointe d'un canif en travers de la petite pièce de fer qui sert de couteau; s'il y fait quelque marque, le fer est doux.

9. Si une balance est ajustée de manière à ne tendre à aucune position de préférence, comme dans le § 1, et que les plateaux soient chargés également, en ajoutant alors un petit poids à l'un d'eux, elle trébuchera, et les points de suspension se mettront, en un mouvement accéléré, semblable à celui de la chute des graves, mais qui sera d'autant plus lent, que le poids ajouté sera plus petit relativement au poids total supporté par le point d'appui.

10. Plus, dans une balance quelconque, la tendance à la position horizontale est forte, ou plus ses oscillations sont rapides, §§ 3, 5, plus il faudra que le poids additionnel soit grand pour la faire trébucher, ou l'incliner sous un angle donné; et par conséquent, aucune balance ne peut tourner aussi promptement que le mouvement déduit, § 9. Une balance, telle qu'on vient de la décrire, et qui trébucherait à la dix millième partie du poids, aurait, dans son mouvement le plus vif, un mouvement dix mille fois plus lent que celui de la chute des graves; c'est-à-dire, que le plateau qui contient les poids, au-lieu de tomber de 4,871 ^{millim.} mètres en une seconde de temps, ne tomberait que de 0,4871, et exigerait quatre secondes pour parcourir environ 2 millimètres; on voit donc combien toutes les pesées exactes doivent être lentes.

Si les index de deux balances sont d'égale longueur, celui qui est fixé à la plus courte se mouvra proportionnellement plus vite que l'autre. On recherche généralement les fléaux assez longs, parce qu'on pense qu'ils éprouvent moins de frottement : cela est très-douteux ; mais les avantages d'un mouvement angulaire plus rapide, d'une plus grande force et du poids moindre d'une balance courte, sont incontestables.

11. Des balances très-sensibles ne sont pas seulement utiles dans les expériences délicates, mais elles sont encore plus expéditives que les autres dans les pesées ordinaires. Lorsqu'une balance chargée d'un certain poids n'est sensible qu'à un dixième de gramme, elle exige un temps considérable pour déterminer le poids à ce degré de précision, parce qu'il faudra observer plusieurs fois de suite le trébuchement qui est très-petit. Mais si l'on n'a pas besoin d'une si grande exactitude, et qu'on fasse usage de balances qui trébuchent à un centième de gramme, un dixième de gramme de plus ou de moins, produira une si grande oscillation, qu'on s'en apercevra de suite.

12. Si l'on trouve qu'une balance, qui trébuché par l'addition d'un certain poids, ne se meut pas par tout autre poids plus petit, on pourra lui donner une plus grande sensibilité, en produisant un mouvement de tremblement dans ses parties. Ainsi l'action, sur une partie quelconque de la boîte, ou du support d'une balance, du bord d'une scie émoussée, d'une lime, ou autre instrument semblable, occasionnera une espèce de secousse qui diminuera le frottement sur les parties mobiles, assez pour que le trébuchement ait évidemment lieu avec le tiers ou le quart de l'addition de poids, qui, autrement eût été nécessaire. De cette manière, le fléau d'une balance, qu'aurait fait légèrement mouvoir un dixième de grain, trébuchera avec un trentième, ou un quarantième de grain.

13. Une balance dans laquelle la tendance à la position horizontale ne dépend que de son propre poids, comme dans

le § 3, trébuchera toujours avec la même addition, quelle que soit sa charge; à moins que le poids ne soit assez considérable pour produire un frottement plus grand.

14. Mais une balance dans laquelle la tendance à l'horizontalité ne dépend que de l'élévation du point d'appui, comme dans le § 5, sera d'autant moins sensible que la charge sera plus grande; et le poids qu'il faudra ajouter pour produire une oscillation égale sera en proportion de la charge elle-même.

15. Afin de régulariser la tendance à la position horizontale dans quelques fléaux, on place le point d'appui au-dessous des points de suspension, comme dans le § 4, et l'on met sur l'index ou l'aiguille un petit poids qu'on peut y faire glisser, et au moyen duquel on élève ou on abaisse le centre de gravité; cette disposition est très-utile.

16. Les poids sont établis en subdivisant un poids étalon. Si ce poids est successivement toujours divisé en deux parties, on aura la pile ordinaire, qui donne le plus petit nombre pour peser entre ses extrêmes, sans être obligé de placer aucun poids dans le plateau contenant le corps à peser. La grenaille de plomb est une substance d'un emploi fort convenable pour cette opération de partage par moitié, ce qui cependant est fort ennuyeux. La manière la plus prompte de subdiviser de petits poids, consiste à peser une certaine longueur de fil métallique et de la couper ensuite en autant de parties en mesure qu'on le désire, ou bien on peut tortiller fortement le fil autour de deux épingles ou pointes, et le couper ensuite séparément avec un instrument tranchant; par ce moyen, il se trouvera divisé en un grand nombre de fils de même longueur, ou de petits anneaux. L'épaisseur du fil métallique qu'on emploie doit être telle, qu'un de ces anneaux puisse produire un effet sensible sur la balance. En pesant un poids quelconque de ces divisions (un gramme par exemple) et comptant ensuite leur nombre, le gramme peut être subdivisé dans toute proportion quelconque, en

divisant ce nombre, et faisant les poids égaux à autant des anneaux que le quotient de la division indique. Si par exemple un gramme est représenté en poids par 750 de ces anneaux, et qu'on veuille subdiviser le gramme en parties décimales, alors neuf décigrammes seront représentés par 675 anneaux, 8 décigrammes par 600, 7 par 525, etc. On peut faire de petits poids avec une feuille de laiton mince. Pour ceux qui sont au-dessous des milligrammes, on employe avec avantage le clinquant des joailliers; des poids inférieurs à ceux-ci ne s'estiment plus que par la position de l'index, ou en comptant le nombre des anneaux qu'il faut pour équilibrer.

17. Dans les expériences physiques, il serait très-avantageux de n'avoir que des poids d'une seule dimension. Celle du grain (anglais) semble pouvoir mériter la préférence. Quant au nombre de poids dont les chimistes doivent être pourvus, les écrivains en ont traité fort diversement, suivant leurs vues et les opérations qu'ils avaient le plus souvent à faire. Les mathématiciens ont calculé quel peut être le plus petit nombre avec lequel il soit possible, dans de certaines limites, de déterminer tous les poids; mais cette détermination est de peu d'usage, parce qu'avec un si petit nombre, il arriverait souvent que les plateaux seraient lourdement chargés, de chaque côté, de poids mis seulement dans la vue de déterminer la différence entre eux. Ce n'est pas le plus petit nombre de poids possible avec lequel on puisse faire des recherches, qu'il importe de trouver, mais le nombre le plus convenable pour faire les expériences avec exactitude et promptitude. L'erreur qui peut provenir de l'ajustement des poids est la moindre possible lorsqu'il n'y en a qu'un seul dans la balance; c'est-à-dire, qu'avec un seul poids de cinq grains on est deux fois plus près de la vérité que lorsqu'on met à sa place dans le plateau un poids de trois grains et un poids de deux, puisque chacun de ces derniers a une probabilité d'une erreur d'étalonnage. Mais

puisqu'en d'ailleurs la commodité s'oppose à ce que l'on n'ait qu'un seul poids, de même, qu'il serait impraticable de n'avoir qu'un seul caractère pour les nombres, et qu'à l'aide de neuf figures employées successivement, on parvient à exprimer tous les nombres possibles, en donnant des valeurs différentes à leurs positions relatives, on trouvera très-utile de faire répondre la série des poids avec celle des nombres. Ceci nous conduit à établir pour les poids la série suivante : 1000 grains, 900 g., 800 g., 700 g., 600 g., 500 g., 400 g., 300 g., 200 g., 100 g., 90 g., 80 g., 70 g., 60 g., 50 g., 40 g., 30 g., 20 g., 10 g., 9 g., 8 g., 7 g., 6 g., 5 g., 4 g., 3 g., 2 g., 1 g., $\frac{9}{10}$ g., $\frac{8}{10}$ g., $\frac{7}{10}$ g., $\frac{6}{10}$ g., $\frac{5}{10}$ g., $\frac{4}{10}$ g., $\frac{3}{10}$ g., $\frac{2}{10}$ g., $\frac{1}{10}$ g., $\frac{9}{100}$ g., $\frac{8}{100}$ g., $\frac{7}{100}$ g., $\frac{6}{100}$ g., $\frac{5}{100}$ g., $\frac{4}{100}$ g., $\frac{3}{100}$ g., $\frac{2}{100}$ g., $\frac{1}{100}$ g. Le physicien, à l'aide de cette division, aura toujours dans les plateaux le même nombre de poids qu'il y aura de chiffres dans le nombre qu'il exprime en grains le poids qu'il détermine.

Ainsi 742,5 grains seront pesés avec les poids 700, 40, 2 et $\frac{5}{10}$.

Je terminerai cet article par l'exposé de quelques balances très-exactes que j'ai vues ou entendu citer, et j'y ajouterai une table de correspondance des poids des différents pays.

Muschenbroek, dans son cours de physique (Traduction française, Paris 1769) Tome II, pag. 247, dit qu'il faisait usage d'une balance d'une grande sensibilité qui trébuchait avec $\frac{1}{40}$ de grain; les substances qu'il pesait étaient entre

200 et 300 grains; ainsi cet instrument pesait à $\frac{1}{12000}$ du tout, et donnait le poids vrai avec quatre décimales.

Dans les Transactions philosophiques, vol. LXVI, pag. 509, il est fait mention de deux balances exactes de M. Bolton;

l'une pouvait peser une livre, et trébuchait à $\frac{1}{10}$ de grain,

ce qui est à $\frac{1}{70000}$ du tout, si c'est la livre avoir-du-poids, et fait voir qu'avec un pareil instrument, on pouvait compter avec certitude sur quatre chiffres et probablement sur cinq.

L'autre pesait une demi-once et trébuchait à $\frac{1}{100}$ de grain, ce qui est $\frac{1}{24000}$ du poids.

Dans le même volume, pag. 511, on cite une balance de M. Reads, qui oscilla aisément, en présence de la Société royale, avec un poids moindre qu'un penny-weight(*), chaque plateau étant chargé de 55 livres; mais qui trébuchait très-distinctement avec quatre grains, quand on lui donnait plus de temps. C'est environ $\frac{1}{96000}$, et par conséquent, on peut avec cet instrument être assuré de cinq chiffres.

Page 576, on cite encore une balance de M. Whitehurst qui pèse un penny-weight et est affectée sensiblement par $\frac{1}{2000}$ de grain, c'est-à-dire par $\frac{1}{48000}$ du poids.

Je possède une paire de balances de construction ordinaire, § 8, faite expressément pour moi par un habile ouvrier de Londres. Chargée dans chaque plateau de 1200 grains, elle trébuche à $\frac{1}{70}$ de grain, c'est-à-dire au $\frac{1}{84000}$ du poids total, et par conséquent on peut approcher d'un pareil poids jusqu'au cinquième chiffre. La sensibilité est proportionnellement moindre pour des poids plus grands. Le fléau peut peser environ une livre troy, et quand les bassins sont vides, il est affecté par $\frac{1}{1000}$ de grains. En définitive, cet instrument peut être employé à la détermination

gram.

(*) Poids équivalant à 24 grains troy (1,5).

de tous les poids entre 100 grains et 4000, qu'elle donne avec quatre chiffres.

Une balance appartenant à M. Alchorne, de la Monnaie de Londres, est citée dans les Transactions philosophiques, vol. LXXVII, p. 205; elle est sensible à 3 grains, avec une charge de 15 livres; en supposant que ce soit des livres avoir-du-poids, le poids sera donné à $\frac{1}{50000}$ près, ou avec quatre chiffres, et sensiblement cinq.

Le docteur George Fordyce a une balance (construite par Ramsden, et tournant sur des pivots au-lieu de couteaux), dont il est fait mention dans le 65.^e volume des Transactions philosophiques. Avec une charge de 4 ou 5 onces, une augmentation de $\frac{1}{1600}$ de grain fait avancer l'aiguille d'une division. C'est donc la $\frac{1}{384000}$ partie du poids total, et par conséquent, cette balance détermine les poids avec cinq chiffres décimaux.

J'ai vu entre les mains de mon ami, M. Magellan, une forte balance, de l'espèce mentionnée § 15, qui pouvait supporter plusieurs poids, et indiquait $\frac{1}{10}$ de grain étant chargée d'une livre dans chaque plateau; ce qui est $\frac{1}{70000}$ du poids total, et répond à cinq figures. Je pense, néanmoins, que l'approximation eût pu être encore plus grande, si j'eusse mis à faire l'expérience plus de temps que je n'ai pu en donner.

La balance de la Société royale, faite en dernier lieu par Ramsden, tourne sur des couteaux d'acier, reposant sur des plans de cristal poli. L'on m'a assuré qu'elle détermine les poids à un sept millionième. Je n'ai point assisté à l'expérience, qui a dû demander beaucoup de soins et de patience; car le point de suspension ne pouvait pas se mouvoir de plus de $\frac{2}{100}$ de pouce dans la première demi-minute; mais d'après quelques

épreuves que j'ai vues, je regarde comme probable qu'elle peut déterminer les poids avec cinq chiffres, et même au-delà.

D'après ce qui vient d'être dit sur les balances, le lecteur peut apprécier la juste valeur de ces tables de pesanteur spécifique, où l'on porte cinq, six, et jusqu'à sept chiffres, ainsi que des inductions chimiques où l'on est conduit par la théorie, et qui dépendent d'une exactitude dans les pesées que la pratique n'autorise nullement. En général, toutes les fois que l'on donne des poids avec cinq chiffres décimaux, on peut regarder le dernier comme une approximation ou une hypothèse; et quand on les pousse encore plus loin, on peut être assuré que l'auteur est dans l'erreur, soit avec intention, soit par défaut de pouvoir ramener les poids à des expressions fractionnaires.

Après s'être procuré, par le moyen des ambassadeurs français résidans dans les différens pays, les poids étalons les plus exacts, on les remit à M. Tillet, qui les compara avec la pile de poids étalons que l'on conserve à l'hôtel des Monnaies à Paris. Ces expériences furent faites avec une balance très-exactement construite, pour peser un marc, et qui était sensible à un quart de grain. Or, comme le marc contient 18432 quarts de grains, il s'ensuit que cette balance était des meilleures, et qu'elle donnait une approximation de quatre chiffres, et de plus un cinquième hypothétique. Les résultats de ces essais sont présentés dans le tableau suivant, extrait de l'excellent Mémoire de M. Tillet, inséré dans les Mémoires de l'Académie royale des Sciences, pour l'année 1767. J'y ai ajouté les deux dernières colonnes formées du nombre de grains français et anglais, contenus dans les quantités composées correspondantes. Les grains anglais sont calculés jusqu'à un dixième de grain, quoique l'exactitude dans la pesée ne puisse pas aller au-delà de deux dixièmes.

On a ajouté à la suite de ce tableau le poids du kilogramme, du gramme, décigramme et centigramme, et leurs valeurs respectives.

TABLEAU des Poids de différents pays.

Villes et Dénomination des Poids.	mar	onc.	gros	grains	grains fr.	grains angl.
Berlin. Marc de 16 loths.....		7	5	16	4408	3616,8
Berne. Poids des orfèvres de 8 onces..	1		1/2	4	4448	3612,2
Berne. Livre de 16 onces, pour les marchandises.....	1	1	1/2	6	9834	8067,2
La livre commune varie considérablement dans d'autres villes du Canton.						
Berne. Poids des apothicaires, de 8 onces		7	5 1/2	16	4454	3654,
Bonn.		7	5	63/4	4398 3/4	3608,6
Bruxelles. Marc, pesantier original de poids de Troy.....	1			21	4629	3797,6
Cologne. Marc de 16 loths.....	1	7	5	11	4403	3612,2
Constantinople. Cheki ou 100 drachmes	1	2	3	18	6004	4925,6
Copenhague. Poids des orfèvres, supposé communément égal au marc de Cologne.	1	7	5 1/2	10 1/3	4438 1/3	3641,2
Copenhague. Poids marchand de 16 loths	1		1	22 1/2	4702 1/2	3857,9
Dantrick. Supposé égal au marc de Cologne.....		7	5	3 1/2	4395 1/2	3606,
Florence. Livre (anciennement usitée chez les Romains).....	1	3	1/2	20	6390	544,
Gènes. Peso sainte, petit poids.....	1	2	2 1/2	30	6770	4897,7
Gènes. Peso grosso, gros poids.....	1	0	3	5	5911	4906,7
Hambourg. Poids supposé égal au marc de Cologne.....		7	5	7 3/4	4399 3/4	3609,4
Hambourg. Autre poids.....		7	7	23	4559	3740,2
Liege. On se sert de poids de Bruxelles, mais celui essayé ne pèse que.....	1			24	4632	3800,2
Lisbonne. Marc, ou demi-livre.....		7	3 1/2	34	4318	3547,4
Londres. Livre troy.....	1	7	1 1/2	31	7002	5760,
Londres. Livre avoirdupois.....	1	6	6 1/2	6	8538	7004,3
Lucques. Livre.....	1	3		23	6359 1/4	5217,
Madrid. Marc royal de Castille.....		7	4	8 1/4	4378	3550,7
Malte. Livre.....	1	0	2 1/2	22	6661	4890,2
Manheim. Marc de Cologne.....		7	5	10	4402	3611,2
Milan. Marc.....		7	5	33 1/4	4455	3660,2
Milano. Libra grossa.....	3		7 1/2	—	13365 1/2	11784,
Mosch. (Marc de Cologne).....		7	5	11	4403 1/2	3612,2
Naples. Livre de 12 onces.....	1	2	3 1/2	27 1/2	6039	4954,3
Ratisbonne. Poids de 128 couronnes, pour les matières d'or.....	1	6		24	8088	6635,3
Ratisbonne. Poids pour les ducats, équivalant à 64 ducats.....		7	8	32	4108	3452,2
Ratisbonne. Marc de 8 onces.....	1			24	632	3800,1
Ratisbonne. Livre de 16 onces.....	2	3	4 1/2	6	10108	8776,5
Rome. Livre de 12 onces.....	1	3	1/2	14	6396	6780,
Stockholm. Livre de 2 marcs.....	1	5	7	8	8000	6561,
Stuttgart. (Marc de Cologne).....		7	6	11 3/4	4403 3/4	3612,6
Turin. Marc de 8 onces.....				22 1/4	4630 1/4	3797,
A Turin on a aussi une livre de 12 des onces, mais dans la livre de 12 onces des apothicaires, l'once est d'un sixième plus légère.						
Varsovie. Livre.....	2	6	2	12	7644	6172,2
Venise. Libra grossa, de 12 onces.....	1	7	4 1/2	25 1/2	8822 1/2	7345,5
Venise. Peso sottile, de 32 onces.....	1	1	6 1/2	24	3076	4654,5
Les villes dépendantes de Venise ont des livres dont le poids diffère considérablement.						
Vienne. Le Marc du commerce.....	1	1	1	16	5774	4325,
Vienne. Marc de l'Hôtel des monnaies.	1	1	1	16	5782	4330,3
Angleterre. Grain.....					1,87039	1,
France. Grain.....					1,8827	1,31805
Kilogramme.....	4		5	35	18827,15	15445,5
Gramme.....					18827	15445
Déigramme.....					1,8827	1,5445
Centigramme.....					1,8827	1,5445

Les commissaires nommés par le gouvernement anglais pour examiner les poids et mesures, firent leur premier rapport le 24 juin 1819. Il porte en substance :

« 1. En ce qui regarde la longueur actuelle de l'unité de grandeur, les commissaires sont d'avis, qu'il n'y a aucune raison suffisante pour changer celle qui est aujourd'hui généralement usitée, et qu'il n'y aurait aucun avantage pratique à prendre pour elle une quantité en rapport à quelque chose qui existerait ou serait supposé exister dans la nature, à moins que cela n'offrit quelque chance pour son adoption générale chez les nations voisines.

« 2. Les subdivisions de poids et mesures employées aujourd'hui en Angleterre, paraissent être beaucoup plus convenables dans la pratique que l'échelle décimale. La facilité d'exprimer en pouces et sans fractions le tiers, le quart, le sixième du pied, est un avantage attaché au système duodécimal; et pour les pesées et les mesures de capacité, la division continue par deux rend très-facile de faire une quantité donnée quelconque avec le plus petit nombre possible de poids et de mesures, et, sous ce rapport, elle est bien préférable au système décimal. Les commissaires recommandent donc que l'on conserve, à tous les multiples et sous-multiples des poids étalons à adopter, les mêmes proportions relatives des uns aux autres qu'elles ont eues jusqu'à-présent.

« 3. Que le pied étalon soit celui employé par le général Roy dans la mesure d'une base à Hounslow-Heath, comme devant être celle de la grande opération trigonométrique.

« 4. Qu'au cas où cette mesure viendrait à se perdre ou à s'altérer, on retrouverait sa longueur, en sachant que la longueur du pendule, qui bat les secondes du temps moyen solaire à Londres, au niveau de la mer et dans le vide; est de 39,1372 pouces de l'échelle étalon, et que la longueur du mètre français, qui est la dix millionième partie du quart du méridien terrestre, a été trouvée égale à 39,1694 pouces.

« 5. Que 10 onces troy ou 4800 grains, soient déclarés égaux le poids de 19 pouces cubes d'eau distillée à la tem-

pérature de 50° F., et que la livre avoir-du-poids soit composée de 7000 de ces grains.

« 6. Que le gallon étalon pour l'aile et le grain contiendrait exactement dix livres avoir-du-poids d'eau distillée à la température de 62° F., volume presque égal à 277,2 pouces cubes, et s'accordant avec le pint conservé à l'échiquier, qui contient exactement 20 onces d'eau. Le gallon ordinaire d'aile renferme 282 pouces cubes, et celui de Winchester pour le blé, 269, ou suivant d'autres statuts, 272 $\frac{1}{2}$ pouces cubes; il ne peut donc résulter aucun inconvénient possible de l'introduction d'un nouveau gallon de 277,2 pouces. Les commissaires n'ont encore rien décidé sur l'abolition totale du gallon de vin ».

Le docteur Wollaston a proposé, dans le travail qu'il présentait à la commission, d'établir entre les poids et mesures les rapports suivans, aussi simples qu'élégans, et l'on doit espérer qu'on les adoptera dans le système national :

« Il existe une mesure de capacité qui serait *particulièrement* avantageuse, parce qu'elle aurait des rapports simples avec les mesures actuellement en usage, de sorte qu'on obviendrait par là à un des grands inconvéniens qui peuvent provenir du changement de l'étalon, par la facilité que l'on aurait de faire, sans le secours de tables, plusieurs calculs nécessaires.

« Si l'on prend pour gallon, mesure, celle qui contient 10 lbs. d'eau à 56 $\frac{1}{2}$ F.; alors, puisque le pied cube d'eau pèse 1000 onces à 56 $\frac{1}{2}$,

$$\frac{1}{4} \text{ pint} = 18 \text{ onces} = \frac{1}{10} \text{ pied cube} = 17,28 \text{ pouces,}$$

$$\text{Le pint} = 20 \text{ onces} = 34,56 \text{ pouces,}$$

$$\text{Le boisseau (bùssel)} = 80 \text{ lb.} = 2211,84,$$

et les mesures ci-dessus deviendraient alors :

	Pouces cubes.	
Le gallon de 10 lb. =	$276,48 \times \frac{1}{10} = 27,648$	282 gallons de bière.
Le même. . . =	$276,48 \times \frac{1}{10} = 27,648$	231 gallons de vin.
Le pint de $\frac{1}{4}$ lb. . =	$84,56 \times 3 = 253,68$	103,4 stirlg. jug.
Boisseau de 80 lb. =	$2211,84 \times \frac{1}{10} = 221,184$	2150,42 boisseau de Winchester.
Un cylindre de 18 $\frac{1}{2}$ de diamètre $\times$ 8 =	2208,93	boisseau approché.
Dito 18 $\frac{1}{2}$ $\times$ 80105		221,184 nouveau boiss.

La manière suivante d'établir les unités de longueur, de poids et de capacité, est soumise à la commission des poids et mesures, comme répondant le mieux à leur objet :

Un yard de 36 pouces { est tel, qu'un pendule de 39,13 pouces bat les secondes à Londres.
 Avoir- { une livre } est telle, qu'un pied cube d'eau à $56^{\circ} \frac{1}{4}$ pèse
 du-poids. { de 16 onces } 1000 onces.
 Troy { une livre ou } est telle, que 5000 grains = 1 livre avoir-du-
 { 5760 grains } poids.
 Un gallon de 8 pintes { peut être capable de contenir aisément 10 liv. d'eau distillée à la température de $56^{\circ} \frac{1}{4}$ Fah.

Le capitaine Kater a fait dernièrement une petite correction à sa première détermination de la longueur du pendule qui bat les secondes à la latitude de Londres. Au-lieu de 39,13860 pouces qu'il avait donnés dans les Transactions philosophiques pour 1818, il l'a fait de 39,13929 pouces de l'échelle étalon de sir Geo. Shuckburgh. M. Watts, dans le 5.^e N.^o de l'*Edinburgh philosophical Journal*, le fait = 39,138666 de cette même échelle, ou = 39,137,2405 de celle du général Roy, à la température de 62° F. prise par le capitaine Kater, et égal à 0,9941 du mètre.

BALLON. On donne ce nom aux récipients de forme sphérique.

BALLONS. (*Voyez AEROSTATS.*)

BARILLE. Nom que l'on donne dans le commerce à la soude impure importée d'Espagne et du Levant. On la fabrique, en réduisant en cendres différentes plantes qui croissent sur le bord de la mer, et particulièrement celles appartenant au genre *salsola*; elle nous vient en masses dures, poreuses, d'une couleur brune tachetée. On appelle *kelp* ou caillotis un alcali encore plus impur, qu'on obtient en Angleterre de la combustion de plusieurs herbes marines; on l'appelle quelquefois *barille d'Angleterre*.

BARIUM. La base métallique de la baryte a reçu de sir Humphry Davy, qui l'a découverte, le nom de barium. Prenez de la baryte pure, faites-en une pâte avec de l'eau, et mettez-la sur une feuille de platine. Après avoir pratiqué dans la masse une petite cavité, placez-y un globule de mercure; puis plongez dans le globule le fil négatif d'une bonne batterie voltaïque d'environ 100 paires de plaques, en mettant en-même-temps le fil positif en contact avec la feuille de platine. Au bout de très-peu de temps, il se formera un amalgame de mercure et de barium; on l'introduira dans un petit tube recourbé, formé avec du verre exempt de plomb, fermé à l'une de ses extrémités; et après l'avoir rempli de vapeur de naphte, on le bouchera hermétiquement à l'autre extrémité. On appliquera ensuite la chaleur à la partie recourbée du tube où se trouve l'amalgame, le mercure distillera laissant le barium isolé.

Ce métal est d'un gris obscur, et son éclat est un peu inférieur à celui de la fonte. Il se fond à une chaleur rouge. Sa densité est supérieure à celle de l'acide sulfurique; car, quoiqu'environné de globules gazeux, il tombe instantanément au fond de ce liquide. Exposé à l'air, il se recouvre à l'instant d'une couche de baryte; et quand on l'y chauffe doucement, il brûle avec une lumière d'un rouge foncé. Il fait avec l'eau une effervescence violente, et convertit ce liquide en une solution de baryte. Sir Humphry Davy regarde comme probable qu'on peut obtenir le barium par la décomposition chimique, aussi bien que par l'électricité. Lorsqu'on expose le chlorure de barium ou la terre elle-même, chauffés au blanc, à la vapeur du potassium, on trouve disséminée par toute la masse une substance d'un gris obscur, non volatile, qui fait abondamment effervescence quand on la projette dans l'eau, et possède une apparence métallique qui disparaît à l'air; dans ce passage, le potassium est converti en potasse. D'après des expériences indirectes, sir Humphry Davy a été conduit à regarder la baryte comme composée de 89,7

barium + 10,3 oxygène = 100; ce qui donnerait, pour nombre équivalent du barium, 8,7; et pour celui de la baryte, 9,7, en prenant l'oxygène pour 1; déterminations qui sont probablement très-exactes. Le docteur Clarke, de Cambridge, ayant exposé du nitrate de baryte sec sur un charbon à la chaleur intense produite par la flamme du chalumeau hydrogène, remarqua des globules métalliques au milieu du liquide en fusion, et vit ensuite que le charbon était tout garni, à sa surface, d'une quantité innombrable de petits globules d'un métal pur du plus bel éclat et de la plus grande blancheur; en laissant tomber ces globules du charbon dans l'eau, il s'en dégagait un courant continu d'hydrogène. Ces globules, plongés dans l'huile de naphte, ne conservèrent leur éclat que pendant peu de jours.

Le barium s'unit à l'oxygène en deux proportions, formant, 1.^o la baryte, et 2.^o le deutocide de barium.

On obtient généralement la baryte pure, en calcinant au rouge, dans un creuset couvert, le nitrate de baryte pur. On se la procure à l'état d'hydrate, en ajoutant de la potasse ou de la soude, caustiques, à la dissolution du nitrate ou du muriate; et on peut encore l'obtenir, légèrement colorée par du charbon, en calcinant fortement un mélange de carbonate de baryte et de charbon réduits en poudre fine. La baryte, retirée du nitrate décomposé par le feu, est d'un gris blanchâtre; elle est plus caustique que la strontiane, et peut-être même que la chaux; elle verdit l'infusion de violette, et rougit celle de curcuma. Sa pesanteur spécifique, d'après Fourcroy, est 4. Quand elle est sèche, et qu'on l'arrose avec de petites quantités d'eau, elle s'éteint à la manière de la chaux, en développant peut-être encore plus de chaleur. Prise à l'intérieur, elle agit comme un poison violent; elle est dépourvue d'odeur.

Lorsqu'on expose la baryte pure, dans un tube de porcelaine chauffé jusqu'au rouge, à un courant de gaz oxygène sec, le gaz est rapidement absorbé, et elle passe à l'état de deu-

toxide de barium. Mais, calciné avec le contact de l'air atmosphérique, on obtient d'abord ce deutoxide et du carbonate de baryte ; le premier passe très-lentement à l'état de carbonate, en absorbant l'acide carbonique de l'air.

Le deutoxide de barium est gris verdâtre ; il est caustique ; il verdit le sirop de violettes, et n'est point décomposable par la chaleur ou la lumière ; il est réduit par la pile voltaïque. Mis en contact avec l'acide carbonique à une chaleur modérée, il l'absorbe, dégage de l'oxygène, et se transforme en carbonate de baryte. A la température ordinaire, il est probablement décomposé par l'hydrogène sulfuré. Presque tous les combustibles, ainsi que la plupart des métaux, le décomposent à l'aide de la chaleur. L'action de l'hydrogène est accompagnée de phénomènes remarquables. L'absorption de ce gaz commence d'avoir lieu à environ 200° centig. ; mais à une chaleur approchant du rouge, elle devient extrêmement rapide, accompagnée de jets lumineux qui s'élancent de la surface du deutoxide. Quoiqu'il se forme beaucoup d'eau, on n'en aperçoit aucune trace sur les parois du vaisseau ; elle est retenue toute entière en combinaison avec le protoxide, qui, par conséquent, devient hydraté, et acquiert alors la propriété d'entrer aisément en fusion. M. Thénard, en chauffant une certaine quantité de baryte avec un excès d'oxygène, dans un petit tube recourbé, placé sur le mercure, a reconnu que le deutoxide de barium contient justement deux fois autant d'oxygène que le protoxide. Il est donc formé de 8,7 barium $\rightarrow$ 2 oxygène $\equiv$ 10,7, qui sera son nombre équivalent. La grande facilité avec laquelle le protoxide passe à l'état de deutoxide, indique, que la baryte doit souvent contenir de petites quantités de deutoxide ; et l'on peut jusqu'à un certain point rapporter à cette cause les différences que les chimistes ont obtenues dans leurs déterminations du nombre équivalent de la baryte.

L'eau, à 10° centigrades, dissout un vingtième de son poids de baryte ; et à 100° centigrades, environ la moitié de

son poids, quoique M. Thénard, dans sa table, ne porté cette proportion qu'à un dixième. A mesure que la dissolution se refroidit, il s'y forme des prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par des pyramides à quatre faces : ces cristaux sont souvent attachés l'un à l'autre, de manière à imiter les feuilles de fougère; quelquefois ils se déposent sous forme cubique. Ils contiennent environ 53 pour 100 d'eau, ou 20 proportions. Le liquide dans lequel ils se sont formés est l'eau de baryte; elle est incolore, âcre et caustique; elle agit énergiquement sur les matières colorantes végétales rouges et jaunes. Exposée à l'air, elle en attire l'acide carbonique, et la baryte, tenue en dissolution, se convertit en carbonate, qui se précipite sous forme d'une croûte blanche insoluble. Il paraît, d'après les expériences de M. Berthollet, que la chaleur seule ne peut pas priver de son eau l'hydrate de baryte cristallisé; après avoir été exposé à une chaleur rouge, et mis en fusion comme la potasse, il retient encore une proportion de ce liquide en combinaison, c'est-à-dire, une proportion d'eau = 1,125 pour 9,7 de baryte. L'hydrate de baryte fondu est un solide d'un gris blanchâtre, caustique et très-dense. Il se fond à une chaleur un peu au-dessous du rouge cerise; il est fixe au feu, et attire, quoique lentement, l'acide carbonique de l'atmosphère. Chauffé avec du charbon, pourvu que celui-ci ne soit pas en excès, il fournit de l'hydrogène carboné et du carbonate de baryte.

Le soufre se combine avec la baryte, quand on les mêle ensemble, et qu'on chauffe le mélange dans un creuset. On se procure encore ce même composé d'une manière plus économique, en calcinant un mélange de sulfate de baryte et de charbon réduit en poudre fine. Ce sulfure est d'une couleur jaune rougeâtre, et dépourvu d'odeur quand il est bien sec. Lorsqu'on le met dans l'eau, il se manifeste une action très-vive; l'eau est décomposée, et il se forme deux nouveaux produits, savoir : de l'hydrosulfure et du sulfure hydrogéné de baryte. Le premier cristallise à mesure que la liqueur refroidit.

dit, et le second reste en dissolution. L'hydrosulfure est composé de 9,7 baryte avec 2,125 d'hydrogène sulfuré. Il faut séparer promptement ses cristaux par filtration, et les sécher par expression entre des feuilles de papier joseph. Ce sont des écailles blanches d'un éclat soyeux, solubles dans l'eau, et y produisant une dissolution d'une teinte verdâtre. Leur saveur est âcre, sulfureuse, et éminemment corrosive quand ils sont mêlés avec le sulfure hydrogéné. Ils attirent rapidement l'oxygène de l'atmosphère, et se convertissent en sulfate de baryte. Le sulfure hydrogéné est composé de 9,70 baryte, et de 4,125 hydrogène bisulfuré, mais il est toujours souillé de sulfite et d'hyposulfite dans des proportions inconnues. Le sulfure sec est probablement formé de 2 soufre + 9,7 baryte. Le plus court moyen d'obtenir l'eau de baryte consiste à faire bouillir la dissolution du sulfure avec du deutocide de cuivre, qui s'empare du soufre, et laisse dégager l'hydrogène, tandis que la baryte reste en dissolution.

Le phosphure de baryte peut aisément se former, en chauffant ensemble les deux élémens dans un tube de verre. Leur action mutuelle est si grande, qu'il en résulte l'ignition. Ce phosphure, ainsi que celui de chaux, décompose l'eau, et donne lieu à un dégagement du gaz hydrogène phosphoré, qui s'enflamme spontanément au contact de l'air. Quand on fait agir le soufre sur le deutocide de barium, il se forme de l'acide sulfurique, qui s'unit avec une portion de la base, et forme du sulfate de baryte.

Les sels de baryte sont blancs et plus ou moins transparents. Tous les sulfates solubles occasionnent, dans les dissolutions barytiques, un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique. Tous sont des poisons, à l'exception du sulfate; d'où il suit, que leur véritable contre-poison est, pour le carbonate, l'acide sulfurique étendu, et pour les autres sels solubles, le sulfate de soude. En parlant de leurs acides respectifs, on a fait connaître ceux de ces sels qui sont les plus employés; on trouvera tout ce qui en reste à dire de quelqu'import-

tance dans la table des SELS. Pour quelques faits intéressans concernant la décomposition du carbonate et du sulfate, voyez *ATTRACTION*. Quand on a principalement pour objet de se procurer la baryte ou le sulfure, au moyen du carbonate réduit en poudre ou du sulfate, on en fait une pâte avec du noir de fumée et du goudron; et on l'expose à une forte chaleur dans un creuset couvert.

BAROLYTE. Carbonate de baryte.

BARRAS. On appelle ainsi l'incrustation dont se recouvrent les incisions faites dans les sapins. On leur donne aussi quelquefois le nom de galipot.

BARYTE. (*Voyez* **BARUM.**)

BASALTE. Ce minéral se rencontre en masses amorphes, amygdaloïdes, en colonnes et en concrétions globuleuses. Ses couleurs sont le noir grisâtre, le gris de cendre et le noir corbeau. Il se trouve en masse. Il est mat. Sa texture est grenue; sa cassure inégale et conchoïde. Il se présente en concrétions distinctes, en colonnes, quelquefois en concrétions globuleuses, d'autrefois ces concrétions sont en tables. Ce minéral est opaque; il se laisse couper au couteau, et n'est pas aisément frangible. Il donne une râclure d'un gris cendré clair. Sa pesanteur spécifique est 3. Il se fond en un verre noir. On le trouve en lits et en filons dans le granite et le schiste micacé, le grès rouge ancien, la pierre calcaire, et les formations de houille. Il est répandu sur toute la surface du globe, mais dans aucun pays il n'est en plus grande variété qu'en Écosse. On suppose que le basalte d'Allemagne est un dépôt des eaux; et que celui de France est d'origine volcanique.

Ce qu'il y a de plus remarquable dans le basalte est sa structure en colonnes, formant des masses immenses com-

posées de colonnes de trente, quarante pieds, ou plus d'élévation, et d'une épaisseur énorme; celles qu'on voit à Fairhead ont deux cent cinquante pieds de hauteur. Elles forment, par leur immensité et la régularité de leurs parties, un des plus étonnans spectacles de la nature. La côte du comté d'Antrim, en Irlande, présente sur un espace de trois milles (environ 5 kilomètres) de long, une très-magnifique variété de colonnades de basalte; et la chaussée des Géans est un point de cette côte, formé par des colonnes semblables, qui s'avancent, en descendant vers la mer, d'une centaine de mètres. Ces colonnes sont, pour la plupart, hexagones, et très-exactement appliquées les unes contre les autres; mais le plus souvent elles ne sont point adhérentes les unes aux autres, quoique cependant l'eau ne puisse pas pénétrer entre elles. L'aspect basaltique des îles Hébrides, sur la côte d'Écosse, présente, suivant la description de sir Joseph Banks, qui le visita en 1772, des effets véritablement merveilleux, tout y étant sur une échelle encore beaucoup plus grande et plus variée.

Le basalte ouvre un vaste champ de recherches au géologue philosophe, et, à ses essais, pour déterminer les altérations que le globe a subies. Les expériences du chimiste l'aident également dans ces recherches, et tendent à faire connaître à quels usages utiles cette substance et d'autres peuvent être employées. Bergin trouva que les parties constituantes de différens échantillons de basalte, sont, terme moyen, 52 parties de silice, 15 d'alumine, 8 de carbonate de chaux et 25 de fer. Il paraît cependant qu'il existe de grandes différences dans la composition de ce minéral; car Faujas-St.-Fond donne pour ces proportions : 46 silice, 30 alumine, 10 chaux, 6 magnésie, 8 fer. Le basalte arnorphe, la ferri-lite de Kirwan, pesanteur spécifique 2,748, a donné au docteur Withering 47,5 de silice, 52,5 d'alumine et 20 de fer, oxydé probablement au plus faible degré. Le docteur

Kennedy, dans son analyse des basaltes de Staffa, établit ainsi leurs parties composantes : silice 48, alumine 16, oxide de fer 16, chaux 9, soude 4, acide muriatique 1, eau et matières volatiles 5. Klaproth donne pour la composition des basaltes prismatiques de Hasenberg : silice 44,5, alumine 16,75, oxide de fer 20, chaux 9,5, magnésie 2,25, oxide de manganèse 0,12, soude 2,60, eau 2. Dans une analyse faite depuis, et ayant pour objet de constater l'existence de l'acide muriatique, il en rencontra en effet de légères traces, mais la proportion en était extrêmement petite.

Sir James Hall et M. Grégory Watt ont prouvé, par des expériences ingénieuses, que le basalte, après avoir été fondu en un verre parfait, reprend, en refroidissant lentement, la structure pierreuse; et ils ont taché d'en conclure que l'on ne peut tirer de cette structure aucun argument contre l'origine ignée du basalte dans le globe terrestre.

Lorsque le basalte est calciné et pulvérisé, il peut, dit-on, être substitué avantageusement à la pouzzolane dans la composition du mortier, auquel il donne la propriété de durcir sous l'eau. On l'a également employé pour fabriquer des bouteilles à vin; mais il paraît que le succès de l'opération dépend de quelque circonstance particulière. M. Castelveil, qui chauffait son fourneau au bois, ajoutait de la soude au basalte pour le rendre plus fusible; tandis que M. Giral, qui employait le charbon de terre, reconnut la nécessité de mêler avec son basalte un sable très-réfractaire. La meilleure manière serait sans doute de choisir des basaltes d'un grain fin et d'une texture bien uniforme, et de les employer seuls, en ayant soin de ménager convenablement la chaleur; car si elle est portée trop haut, il se séparera du fer en s'écoulant en gouttes presque comme de l'eau.

BASÉ. Expression chimique qui s'applique aux alcalis, terres et oxides métalliques, dans leurs rapports avec les acides et les sels. Quelquefois aussi on l'emploie pour dési-

gner les parties constituantes principales d'un acide ou d'un oxyde, et dans l'hypothèse que la substance combinée avec l'oxygène, est la base du composé auquel il doit ses propriétés particulières. Mais cette manière de voir semble peu philosophique, parce que les qualités d'un corps dépendent autant de l'état de combinaison de ses parties élémentaires, que de leur nature.

BAUDOUIN. (PHOSPHORE DE) Nitrate de chaux fondu.

BAUME DE SOUFRE. Dissolution de soufre dans l'huile.

BAUMES. Les baumes sont des sucs végétaux, soit liquides, soit passant spontanément à l'état coneret, consistant en une substance de nature bitumineuse combinée avec l'acide benzoïque, ou qui sont susceptibles de donner de cet acide, quand on les chauffe, soit isolément, soit avec de l'eau. Les baumes sont insolubles dans ce liquide, mais l'alcool et l'éther les dissolvent rapidement. Les baumes liquides sont ceux de Copahu, du Pérou, de Tolu, l'opobalsamum et le styrax; ceux à l'état coneret sont le benjoin, le sangdragon et le torax. Voyez ces mots.

BDELLIUM. C'est une gomme résine qui, à ce que l'on suppose, est originaire de l'Afrique. La meilleure espèce est d'un brun jaunâtre, ou d'un brun foncé, suivant son âge; elle est onctueuse au toucher, cassante; mais elle se ramollit bientôt entre les doigts, et devient visqueuse; elle est un peu transparente, et assez semblable à la mirrhe; sa saveur est amère, et son odeur assez forte. Elle ne s'enflamme pas aisément; et quand on la place sur le feu, elle est bientôt détruite. En brûlant, elle décrépite un peu; effet qui est dû à de l'humidité qu'elle contient. Sa pesanteur spécifique est de 1,371. L'alcool dissout environ les trois cinquièmes de son poids de bdellium; la partie non dissoute est un mélange

de gomme et de cérassine. Suivant l'analyse de Pelletier, ses parties constituantes sont : résine 59, gomme 9,2, cérassine 30,6, huile volatile et perte 1,2.

BENJOIN ou BENJAMIN. L'arbre qui produit le benjoin est natif des Indes-Orientales, et particulièrement de Siam et des îles de Java et Sumatra (*). Le suc exsude des incisions qu'on y pratique, sous la forme d'un baume blanc, épais. Si on le recueille dès qu'il a acquis quelque consistance, on le trouve à l'intérieur d'un blanc d'amande; c'est ce qui l'a fait appeler benjoin amygdaloïde. Exposé à l'action du soleil et de l'air, il brunit de plus en plus, et devient enfin d'une couleur brune rougeâtre très-prononcée.

Cette résine est une substance médiocrement dure et cassante, qui répand une odeur agréable quand on la frotte ou qu'on la chauffe. Écrasée entre les dents, elle laisse sur le palais une saveur douceâtre. Elle est entièrement soluble dans l'alcool, d'où elle peut être précipitée, ainsi que les autres résines, par l'addition de l'eau. Sa pesanteur spécifique est 1,092.

Le liquide opaque blanc que produit cette dissolution a été appelé lait virginal, et il est vendu, par les parfumeurs, mélangé avec d'autres substances odorantes, comme cosmétique. L'eau bouillante en sépare l'acide particulier de benjoin.

M. Brande, en distillant 100 parties de benjoin, obtint pour produits : acide benzoïque 9,0, eau acidule 5,5, huile butircuse et empyreumatique 60, charbon friable 22, et un mélange de gaz hydrogène carboné et acide carbonique, évalué à 3,5. En traitant par l'eau l'huile empyreumatique, il parvint encore à en retirer 5 pour 100 d'acide, faisant en tout 14 pour 100 de cet acide.

De 1500 parties de benjoin, Bucholz obtint : résine 1250,

* (*) Voyez, dans les *Transact. Phil.*, tom LXXVII, p. 327, la description botanique et la culture de cet arbre, par DeCandolle.

acide benzoïque 187, substance analogue au baume du Pérou 25, substance aromatique soluble dans l'eau et dans l'alcool 8, fibres ligneuses et impuretés 30.

L'éther, l'acide sulfurique et l'acide acétique dissolvent le benjoin, ainsi que les dissolutions de potasse et de soude. L'acide nitrique exerce sur lui une action très-violente, et le convertit en partie en tannin artificiel. L'ammoniaque le dissout également en petite quantité.

BERGMANITE. On a appelé ainsi un minéral en masse, de couleurs verdâtre, blanc grisâtre, et rougeâtre. Son éclat tient le milieu entre l'éclat nacré et l'éclat résineux. La cassure est fibreuse, passant à la cassure inégale à grains fins. Il est légèrement translucide sur les bords; il raie le feldspath. Il se fond en un verre transparent, ou en un émail demi-transparent. Cette pierre se rencontre à Frederikswærn, en Norwége, dans du quartz et du feldspath.

BERIL. Ce minéral précieux se présente le plus souvent avec des couleurs vertes de différentes nuances, passant au jaune de miel et au bleu d'azur. Il cristallise en prismes hexaèdres profondément striés dans leur longueur, ou en prismes à 6 et 12 pans, terminés par des pyramides à 6 faces, dont les sommets sont tronqués. Il est plus dur que l'émeraude, mais il cède plus facilement au clivage. Sa pesanteur spécifique est 2,7. Il est éclatant, c'est l'éclat du verre. Il est transparent, quelquefois translucide seulement. Il est formé, d'après l'analyse de M. Vauquelin, de silice 68, alumine 15, glucine 14, oxide de fer 1, chaux 2. M. Berzelius y a de plus trouvé une trace d'oxide de tantale. Ce minéral se rencontre, dans la Daourie, en veines traversant le grauite; en Sibérie; près de Limoges en France; en Saxe; au Brésil; à Kinloch-Raimoch, et Cairngorm; dans l'Aberdeenshire, en Écosse; au-dessus de Dundrum, dans le comté de Dublin, et près de Cronbane, comté de Wicklow,

en Irlande. Il diffère de l'émeraude par sa dureté et sa couleur. On lui a donné le nom d'aigue-marine et d'émeraude jaune verdâtre. Il devient électrique par le frottement, effet que ne produit pas la chaleur.

BETTERAVE. Les racines de betterave fournissent une quantité considérable de sucre, et on a dernièrement cultivé cette plante en Allemagne, afin d'en extraire en grand cette substance. *Voy. SUCRE.* On dit aussi, que lorsqu'on a séparé par la pression la plus grande partie du suc des betteraves, et qu'on les fait alors sécher à la manière du malt, on peut en obtenir de très-bonne bière.

BEURRE. Partie huileuse inflammable du lait, que l'on prépare dans plusieurs pays pour servir d'aliment. La manière ordinaire de le garder consiste à y ajouter du sel marin, qui, en quantité convenable, suffit pour lui conserver sa bonne qualité pendant un temps considérable. M. Eaton nous apprend, dans son ouvrage ayant pour titre *Survey of turkish Empire*, que presque tout le beurre dont on fait usage à Constantinople, y est apporté de la Crimée et de Kirban, et qu'on lui conserve sa douceur, en le fondant à un feu très-ménagé lorsqu'il est encore frais, et enlevant les écumes à mesure qu'il s'en forme; il ajoute, qu'en fondant le beurre à la manière des Tartares, et le salant ensuite comme nous le faisons, il parvint à lui conserver pendant deux ans sa qualité et son bon goût; et que si la fonte est conduite avec soin, elle n'altère en aucune manière ni sa saveur ni sa couleur. M. Thénard recommande aussi la méthode usitée chez les Tartares : il indique de faire fondre le beurre au bain marie, ou à une chaleur qui ne soit pas au-delà de 82° centigrades, et de le maintenir en cet état, jusqu'à ce que la matière caséuse se soit rassemblée au fond du vase, et que le liquide soit devenu bien transparent. Il faut alors le décantier, ou le faire passer à travers une toile, et le refroidir

dans un mélange de sel et de glace pilée, ou du-moins dans de l'eau de fontaine bien fraîche; sans cette précaution, il se prendra en masse en cristallisant, et ne pourra pas résister aussi bien à l'action de l'air. Gardé dans des vaisseaux clos, en lieux frais, il pourra être conservé, pendant six mois et plus, presque aussi bon que le premier jour, surtout si l'on a le soin d'enlever la partie supérieure. Si, au moment de l'employer, on le bat avec un sixième de son poids de fromage, il aura toute l'apparence du beurre frais. Le goût du beurre rance peut, suivant M. Thénard, être enlevé en grande partie par des fontes et des refroidissemens de cette espèce.

Le docteur Anderson a recommandé, pour conserver le beurre, une autre méthode; elle consiste à prendre une partie de sucre, une de nitre, et deux du meilleur sel d'Espagne, et de les réduire ensemble en poudre fine. Ce mélange est ensuite intimement mêlé avec le beurre, dès que celui-ci vient d'être séparé du lait, dans la proportion d'une partie sur seize; on introduit ensuite le beurre ainsi préparé dans le vase destiné à le recevoir, en le pétrissant bien, de manière à ne laisser aucun espace vide. Le beurre, dans cet état, n'acquiert pas un goût agréable avant d'avoir séjourné au-moins une quinzaine; mais alors il a une saveur moëlleuse, qu'aucun autre beurre n'acquiert jamais; et avec les soins convenables, on peut, en Angleterre, le conserver pendant des années, ou le transporter aux Indes, s'il est emballé de manière à éviter qu'il ne se fonde.

M. Park nous apprend qu'il se trouve, dans l'intérieur de l'Afrique, un arbre qui ressemble au chêne d'Amérique, et produit une noix ayant un peu de l'apparence d'une olive. L'amande de cette noix, bouillie dans l'eau, prodnit une espèce de beurre, qui est beaucoup plus blanc, plus ferme, et d'une saveur plus agréable que le beurre de vache, et qu'on peut, sans le saler, conserver pendant une année. Les Naturels du pays l'appellent *shea-toulou*, ou arbre à beurre. On en prépare à chaque récolte des quantités considérables.

BEURRE D'ANTIMOINE. (*Voyez* ANTIMOINE.)

BEURRE DE CACAO. C'est une substance concrète blanche huileuse, un peu plus ferme que la graisse ou le suif, et qu'on retire de la noix de cacao avec laquelle on fabrique le chocolat. La manière de l'en extraire consiste à broyer le cacao, et à le faire bouillir avec de l'eau. Par ce moyen, la majeure partie de l'huile surabondante et libre contenue dans la noix, est rendue liquide, elle s'élève à la surface, où elle surnage; on l'y laisse s'y congeler, afin de l'enlever plus aisément. Cette substance se trouve généralement mêlée avec de petits fragmens de la noix, dont on peut la séparer, en la tenant en fusion sans eau dans un vaisseau assez profond, jusqu'à ce que les matières étrangères se soient rassemblées au fond, en vertu de leur pesanteur spécifique. A l'aide de ce traitement, elle devient parfaitement blanche et pure.

Le beurre de cacao est sans odeur; et quand il est frais, sa saveur est très-douce; dans toutes ses propriétés générales, il ressemble aux huiles grasses au nombre desquelles, par conséquent, il a dû être classé. On en fait usage comme ingrédient dans les pommades.

BEURRE D'ÉTAÏN. (*Voyez* ÉTAÏN.)

BÊZOARD. Ce nom, tiré d'un mot persan, qui signifie antidote contre le poison, a été donné à une concrétion trouvée dans l'estomac d'une espèce de chèvre, à laquelle on attachait autrefois un haut prix à cause de cette qualité prétendue; et cette dénomination a depuis été appliquée à toutes les concrétions trouvées dans les animaux.

Ces concrétions sont, suivant Fourcroy, et MM. Vauquelin et Berthollet, de huit espèces, 1.^e le sur-phosphate de chaux, qui forme des concrétions dans les intestins de plusieurs *mammifères*; 2.^e le phosphate de magnésie, demi-transparent et jaunâtre, d'une pesanteur spécifique de 2,160; 3.^e le phos-

phate ammoniac-magnésien, concrétion, d'une couleur grise ou brune, composée de rayons divergens d'un centre commun. On la trouve dans les intestins des animaux herbivores, dans l'éléphant, le cheval, etc. ; 4.^e les concrétions biliaires, d'une couleur brun-rougeâtre, qui se trouvent fréquemment dans les intestins et la vésicule du fiel du bœuf, et sont employées par les peintres comme jaune orangé; c'est de la bile épaissie; 5.^e les concrétions résineuses. A cette classe appartiennent les bézoards orientaux, qui sont produits par certains animaux inconnus. Ils sont composés de couches concentriques; ils sont fusibles, combustibles, lisses, doux, et d'un beau poli. Ils consistent en bile et résine; 6.^e les concrétions fongueuses sont des morceaux du *boletus ignarius* avalés par l'animal; 7.^e les concrétions poilues; 8.^e les concrétions ligniformes. M. Berthollet fit l'analyse de trois bézoards envoyés à Bonaparte par le roi de Persé, et trouva qu'elles ne consistaient qu'en fibre ligneuse agglomérée.

BIÈRE. La bière est le vin de grain. Le malt ou la drèche se font ordinairement avec de l'orge. On laisse tremper l'orge dans l'eau pendant deux ou trois jours, jusqu'à ce qu'il se gonfle, se ramollisse, et communique à l'eau une couleur brun-rougeâtre clair. On fait alors écouler l'eau, puis on étend l'orge, en une couche de deux pieds environ d'épaisseur, sur un plancher, où il s'échauffe spontanément, et commence à germer en poussant au-dehors la radicule. A cette époque, on arrête la germination, en étendant le grain en couche plus mince, qu'on retourne pendant deux jours; après quoi, on le remet en tas, et on le laisse s'échauffer sensiblement; ce qui a lieu ordinairement dans l'espace d'un peu plus d'une journée. Enfin, on le porte dans une étuve où, par une chaleur douce et ménagée, il est rendu sec et friable. Dans cet état, il constitue ce qu'on appelle le malt; et ses qualités varient suivant qu'il a été plus ou moins trempé, égoutté, germé, séché et chauffé à l'étuve. Dans la préparation de ce

produit, comme dans beaucoup d'autres, le fabricant fait souvent, dans des vues d'intérêt, un mystère de son procédé; et d'autres prétendent avoir des secrets particuliers qu'ils ne possèdent point en réalité.

Le blé de Turquie ou maïs, et probablement aussi tout gros grain, a besoin d'avoir poussé sa tige et sa racine avant d'être propre à sa conversion en malt. Pour cet objet, on l'enfonce de deux ou trois pouces dans le sol, et on le recouvre légèrement de terre. Dans l'espace de dix ou douze jours, il lève; on l'arrache alors dans cet état, on le lave ou on le vanne, pour le débarrasser des impuretés qui y adhèrent, et on le fait sécher à l'étuve.

L'orge, dans sa conversion en malt, devient d'un cinquième, ou d'environ 20 pour 100 plus léger; sur cette perte, on doit en attribuer 12 à la dessiccation dans l'étuve; le reste se compose de : matières enlevées par l'eau de trempé, 1,5; matières dissipées sur le plancher, 3,0; racines séparées par le nettoyage, 3,0; perte, 0,5.

Le degré de chaleur auquel le malt se trouve exposé dans ce procédé, fait varier par degrés sa couleur depuis le très-pâle jusqu'au noir foncé, selon qu'il est simplement desséché, ou converti en charbon.

Non-seulement la couleur du malt affecte celle de la liqueur qu'on fabrique par son moyen; mais, en vertu de l'opération chimique qu'exerce la chaleur appliquée sur les principes nouveaux développés dans le grain pendant la fabrication du malt, la qualité de la bière se trouve aussi matériellement changée, surtout en ce qui concerne la propriété qu'elle doit avoir de devenir une liqueur claire propre à la boisson.

On fabrique la bière avec le malt préalablement broyé ou concassé au moulin. On le met alors dans une tonne munie d'un double fond; on verse dessus de l'eau chaude, et on agite bien le mélange à l'aide d'un instrument convenable. La température de l'eau, dans cette manœuvre, qu'on appelle

vaguer (*mashing*), ne doit pas s'élever jusqu'à celle de l'ébullition; car alors le malt se convertirait en une pâte, dont l'eau ne s'écoulerait plus. C'est ce qu'on appelle faire la couche (*setting*). Lorsque l'infusion a séjourné pendant quelque temps sur le malt, on la décante, et on la distingue alors par le nom de mout doux ou sucré (*sweet wort*). On se procure encore, par une ou plusieurs autres infusions subséquentes, une nouvelle quantité de mout plus faible, que l'on réunit au premier, ou que l'on conserve à part, suivant le but que se propose le fabricant. On fait alors bouillir le mout avec du houblon, qui lui communique une saveur aromatique amère, et qui, à ce qu'on suppose, le rend moins sujet à se détériorer quand on le conserve; après quoi, on le laisse refroidir dans de larges vaisseaux, et on le fait fermenter par l'addition d'une quantité convenable de levure. La liqueur qui a ainsi éprouvé la fermentation, constitue la bière; elle diffère considérablement dans sa qualité, suivant la nature du grain, la manière d'opérer, la quantité et l'espèce de houblon et de levure employés, la pureté ou les mélanges de l'eau dont on a fait usage, la température et l'époque de la saison pendant laquelle elle a été fabriquée, etc.

Outre les qualités différentes des liqueurs de drèche d'espèce semblable, elles se distinguent encore, et sont classées d'après les modes particuliers suivis dans leur fabrication, et les produits que, par différentes opérations, on peut en obtenir. Ces liqueurs se distinguent principalement en bière proprement dite, en aïlle, bière de table ou petite-bière; et porter, qui porte communément à Londres le nom de bière. La bière est une liqueur forte, limpide et légère, dont le mucilage a été séparé, en plus grande partie, par une ébullition du mout plus long-temps continuée que pour l'aïlle, et en poussant plus loin la fermentation, de manière à convertir la matière sucrée en alcool. L'aïlle est d'une consistance plus sirupeuse, et d'une saveur plus sucrée; elle contient une plus grande proportion de mucilage, et l'on n'a pas laissé

agir la fermentation jusqu'à la décomposition de la totalité du sucre. La petite-bière, est, ainsi que l'indique son nom, une liqueur plus faible; on la fabrique, soit en ajoutant au malt une plus grande proportion d'eau, soit en brassant avec une nouvelle quantité d'eau le grain restant, après qu'on a soutiré le mout d'aile ou de bière. On fabriquait probablement, dans l'origine, le porter avec du malt fortement desséché; mais sa saveur particulière ne peut, dit-on, lui être communiquée par le malt et le houblon seuls.

M. Brande a obtenu de 100 parties de bière de différentes espèces les quantités d'alcool suivantes, savoir : aile de Burton, 8,88; aile d'Édimbourg, 6,2; aile de Dorchester, 5,56; moyenne = 6,87; bière forte brune, 6,8; porter de Londres (terme moyen), 4,2; petite-bière de Londres (terme moyen), 1,28.

Depuis le règne de la reine Anne, il fut défendu, sous certaines peines, aux brasseurs, de mêler avec la bière du sucre, du miel, du poivre, des tiges de houblon, le *coccus indicus*, ou tout autre ingrédient contraire à la santé; d'où l'on peut inférer que, jusqu'à ce temps, cet usage était en pratique; et les écrivains qui prétendent pénétrer dans les secrets du commerce, désignent ces articles, et quelques autres encore, comme essentiellement nécessaires. Ce qu'on appelle l'*essentia bina*, n'est autre chose que du sucre, qu'on fait bouillir jusqu'à ce qu'il ait acquis une couleur foncée, et une saveur empyreumatique. On faisait encore usage autrefois des sommités de genêts, d'absinthe, et d'autres plantes amères, avant l'introduction du houblon en Angleterre; mais aujourd'hui, leur emploi est expressément défendu dans la bière destinée au commerce.

D'après les lois actuellement en vigueur en Angleterre, il ne doit entrer, dans la composition de la bière, rien autre chose que du malt et du houblon. Souvent on y ajoute frauduleusement du quassia et de l'absinthe; mais on peut facilement reconnaître la sophistication à la saveur amère et

nauséabonde qu'elles communiquent à la liqueur; et la bière ne se conserve pas aussi bien que celle fabriquée avec du houblon. Les marchands ajoutent quelquefois à la bière du sulfate de fer, de l'alun et du sel, sous le nom d'écume de bière, pour lui donner la qualité d'écumer quand on la transvase d'un vaisseau dans un autre; souvent aussi on y ajoute, dans la même vue, de la melasse et de l'extrait de racine de gentiane. On emploie encore, pour donner du montant et de l'arome à la bière faible ou de mauvaise qualité, le capsicum, la racine de gingembre, les graines de paradis, la racine de coriandre et l'écorce d'orange. On trouvera ci-dessous la liste de quelques-unes des substances défendues par les lois, saisies dans différentes brasseries, et dans les laboratoires des droguistes pour les brasseries, à Londres; elle est extraite des archives du comité de la Chambre des Communes: *cocculus indicus*, maultum (un extrait du *cocculus*), matière colorante, miel, raclures de corne de cerf, suc d'Espagne, poudre d'orange, gingembre, graines de paradis, quassia, graines de carvi, couperose, capsicum, drogues mélangées. On ajoute aussi souvent de l'acide sulfurique pour *faire avancer la bière*, ou la rendre plus dure, en communiquant instantanément à la bière nouvelle le goût d'une bière de dix-huit mois. Suivant M. Accum, toute la bière que font aujourd'hui les brasseurs de Londres, est composée de tous les rebuts de bière gâtée des débitans, des fonds de tonneaux, des rinçures des pots, de l'égouttage des machines qui servent à puiser la bière, de ce qui reste dans les cuves en plomb des brasseries, avec une portion de bière forte brune, de bière en bouteilles, et de bière douce. Il ajoute qu'on a souvent employé, pour falsifier cette liqueur, de l'opium, du tabac, de la noix vomique et de l'extrait de pavot. Voyez sur les qualités vénéneuses du *cocculus indicus*, le mot PICROTOXINE; et sur celles de la noix vomique, voyez STRYCHNINE. En évaporant à siccité une portion de bière, et calcinant le résidu avec du chlorate de potasse, le fer de la couperose deviendra

insoluble; le muriate de baryte produit, dans la bière qui contient de l'acide sulfurique ou de la couperose, un précipité abondant, qu'il faut rassembler, sécher et calciner: il doit être insoluble dans l'acide nitrique.

BIHYDROGURE DE CARBONE. (*Voyez* HYDROGÈNE CARBONÉ.)

BIHYDROGURE DE PHOSPHORE. (*Voyez* HYDROGÈNE PHOSPHORÉ.)

BILDSTEIN, AGALMATOLITE, ou PIERRE À FIGURE. Minéral qui se trouve en masse, et quelquefois avec une structure imparfaitement schisteuse. Ses couleurs sont le gris, le brun, le rouge de chair, et, quelquefois, on le rencontre tacheté, ou avec des veines bleues. Cette substance est translucide sur les bords, onctueuse au toucher, et se laissant rayer par l'ongle. Sa pesanteur spécifique est 2,8. Elle est composée de 56 silice, 29 alumine, 7 potasse, 2 chaux, 1 oxide de fer et 5 d'eau, suivant M. Vauquelin. Klaproth a trouvé, dans un échantillon venu de la Chine, 54,5 silice, 34 alumine, 6,25 potasse, 0,75 oxide de fer et 4 d'eau. Ce minéral se fond en un verre transparent. M. Brogniart l'appelle *stéatite pagodite*, parce qu'il nous vient de la Chine, taillé en figures grotesques; cependant il est dépourvu de magnésie, qui est un ingrédient constant des stéatites. On le trouve à Naygag, en Transylvanie, et à Glyder-Bach, dans le pays de Galles.

BILE: Liquide amer, de couleur jaune ou verdâtre, plus ou moins visqueux, spécifiquement plus pesant que l'eau, qui se rencontre chez la plupart des animaux et constitue la sécrétion particulière de leur foie. L'opinion dominante des physiologistes est que la bile est séparée du sang veineux, et non pas du sang artériel, comme toutes les autres sécrétions. Les veines qui reçoivent le sang distribué aux viscères abdo-

minaux, se réunissent en un large tronc appelé la *veine porte*, laquelle se sépare en deux branches qui pénètrent dans le foie, et s'y divisent en ramifications innombrables. La dernière de ces branches se termine en partie dans les conduits biliaires, et en partie dans les veines hépatiques, qui rendent à la circulation le sang qui n'a point été employé à la formation de la bile. Ce liquide passe directement dans le duodenum par le *conduit cholédoque*, lorsque l'animal n'a point de vésicule du fiel. Mais s'il en est pourvu, comme cela a lieu le plus fréquemment, la bile s'y écoule par le *conduit cystique*, et y éprouve alors des altérations remarquables, en y séjournant plus ou moins long-temps. Son principal usage paraît être d'exciter la digestion duodénale, conjointement avec le suc pancréatique.

Boerhaave, par une erreur des plus singulières, regardait la bile comme un des fluides les plus susceptibles de putréfaction; et de là naquirent plusieurs théories hypothétiques et absurdes sur les maladies causées par la bile et leur traitement. Nous suivrons, dans l'examen de cette substance, l'ordre adopté par M. Thénard, dont les expériences ont le plus éclairé ce sujet.

1. La bile de bœuf est un liquide d'un vert jaunâtre, et quelquefois d'un vert foncé. Il change par sa couleur celles, bleue du tournesol, et de violette, en un jaune rougeâtre. Sa saveur est très-amère, mais en-même-temps légèrement sucrée et très-désagréable. Son odeur, quoique faible, est facile à distinguer, et a quelqu'analogie avec l'odeur nauséabonde qu'exhalent certaines substances grasses quand on les chauffe. Sa pesanteur spécifique varie très-peu; elle est d'environ 1,026 à la température de 6° centigrades; quelquefois la bile est un liquide d'une limpidité parfaite, d'autres fois sa transparence est un peu troublée par une matière jaune, dont on peut aisément la séparer à l'aide de l'eau. Sa consistance est très-variable; tantôt c'est un mucilage léger, tantôt elle est très-visqueuse. Cadet la regardait comme une espèce de savon;

opinion qui fut d'abord combattue par M. Thénard. Suivant cet habile chimiste, 800 parties de bile de bœuf sont composées de : eau 700, matière résineuse 15, picromel 69, matière jaune environ 4, soude 4, phosphate de soude 2, muriates de soude et de potasse 3,5, sulfate de soude 0,8, phosphate de chaux 1,2, et quelques traces d'oxide de fer. En évaporant la bile à siccité, elle laisse de $\frac{1}{8}$ à $\frac{2}{5}$ de résidu solide, qui, calciné à une plus forte chaleur, donne tous les produits qu'on obtient ordinairement des substances animales, si ce n'est qu'ils contiennent plus d'huile et un peu moins de carbonate d'ammoniaque.

Exposée pendant quelque temps à vaisseaux ouverts, la bile se corrompt par degrés, abandonne une petite quantité d'une matière jaunâtre, et alors son mucilage se décompose. Ainsi, la putréfaction n'agit que très-peu sur la bile; et l'odeur qu'elle exhale alors, loin d'être fétide et insupportable, a, dans quelques cas, quelque chose d'analogue à celle du musc. L'eau et l'alcool se combinent avec la bile en toute proportion. En ajoutant à la bile une très-petite quantité d'acide, elle devient aussitôt légèrement trouble, et rougit le tournesol; si l'on en ajoute davantage, le précipité augmente, principalement si l'on emploie l'acide sulfurique. Le précipité qui se produit est formé d'une matière animale jaune, et de très-peu de résine. La potasse et la soude augmentent la limpidité et la transparence de la bile. L'acétate de plomb en précipite la matière jaune, ainsi que les acides sulfurique et phosphorique qu'elle contient. La dissolution de sous-acétate en précipite non-seulement ces substances, mais encore le picromel et l'acide muriatique : le tout combiné avec l'oxide de plomb. L'acide acétique reste dans la liqueur uni avec la soude. La plupart des substances grasses peuvent être dissoutes par la bile; cette propriété, qui l'avait fait regarder comme une espèce de savon, est due à la soude, et au composé triple de soude, de résine et de picromel; et de là vient que les dégraisseurs la préfèrent quelquefois au

savon, pour nettoyer les laines. La bile de veau, de mouton et de chien, est analogue à celle du bœuf. La bile de porc ne contient pas de picromel, et elle consiste principalement en un savon de soude et de résine. La bile humaine est d'une nature particulière. Sa couleur est tantôt verte, quelquefois d'un brun jaunâtre, et d'autres fois elle est presque incolore. Sa saveur n'est pas très-amère. Dans la vésicule du fiel, on la trouve rarement limpide; elle contient souvent, ainsi que celle du bœuf, une certaine quantité de matière jaune en suspension; quelquefois même cette matière est en assez grande proportion, pour rendre la bile grumelleuse. Filtrée et bouillie, elle devient toute trouble, et exhale une odeur de blanc d'œuf. Evaporée à siccité, elle fournit un extrait brun, égal en poids au onzième de la bile; et par calcination, on en obtient les mêmes sels que de la bile de bœuf.

Tous les acides décomposent la bile humaine, et y occasionnent un précipité abondant d'albumine et de résine, qu'on peut aisément séparer par l'alcool. Une partie d'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,210, sature 100 parties de bile. En y versant une dissolution de sucre de plomb, elle se change en un liquide d'un jaune clair, dans lequel on ne peut pas découvrir de picromel, et qui ne contient que de l'acétate de soude avec des traces de matière animale. D'après M. Thénard, la bile est formée, sur 1100 parties, de : eau 1000, matière jaune insoluble de 2 à 10, matière jaune en dissolution, quelque trace, albumine 42, résine 41, soude 5,6, phosphate de soude et de chaux, sulfate de soude, muriate de soude et oxide de fer 4,5. Mais, d'après M. Berzelius, ses parties constituantes, sont : eau 908,4, picromel 80, albumine 3, soude 4,1, phosphate de chaux 0,1, sel commun 3,4, phosphate de soude avec phosphate de chaux 1.

BISMUTH. Le bismuth est un métal d'une couleur jaunâtre ou blanc rougeâtre, peu sujette à s'altérer à l'air. Il est un peu plus dur que le plomb, et nullement, ou, au-moins,

très-difficilement malléable. Il se brise aisément; et peut même être réduit en poudre par le marteau. Sa cassure intérieure présente de larges plaques brillantes disposées en sens divers; les morceaux minces sont très-sonores. A la température de 150° centigrades, il se fond, et sa surface se recouvre d'un oxide gris verdâtre ou brun; à une plus forte chaleur, il entre en ignition, brûle avec une légère flamme bleue, et il s'élève en-même-temps un oxide jaunâtre, connu sous le nom de fleurs de bismuth. Il paraît que cet oxide est entraîné dans l'air par l'acte de la combustion; car, par lui-même, il est très-fixe; et quand on l'expose seul à la chaleur, il se fond en un verre verdâtre.

Cet oxide est formé de 100 de métal + 11,275 d'oxygène; d'où il résulte que son nombre équivalent sera 9,87, et celui du métal lui-même 8,87. La pesanteur spécifique du bismuth est 9,85.

Le bismuth, soumis dans des vaisseaux fermés à une forte chaleur, se sublime entièrement, et cristallise ensuite très-distinctement quand on le laisse refroidir lentement.

L'acide sulfurique concentré et bouillant n'a que très-peu d'action sur le bismuth; il se dégage de l'acide sulfureux, et une partie du métal est convertie en oxide blanc, dont une très-petite quantité s'unit avec l'acide sulfurique, en donnant naissance à un sel déliquescent, sous forme de petites aiguilles déliées.

L'acide nitrique dissout le bismuth avec rapidité et énergie; il se développe en-même-temps beaucoup de chaleur, et il y a un dégagement abondant de gaz nitreux. La dissolution, quand elle est saturée, donne des cristaux par refroidissement. Ce sel détone faiblement, et laisse un oxide jaune, qui s'effleurit à l'air. Lorsqu'on dissout ce sel dans l'eau, ce liquide devient d'un blanc laiteux, et laisse déposer un oxide de même couleur.

La dissolution du bismuth dans l'acide nitrique présente cette même propriété. Quand on vient à l'étendre d'eau, la

plus grande partie du métal se précipite sous la forme d'une poudre blanche, appelée *magistère de bismuth*. Cette précipitation de la dissolution nitrique par la simple addition de l'eau est l'indice auquel on distingue le bismuth de la plupart des autres métaux. Le magistère ou oxide de bismuth est une poudre très-blanche et très-fine. Préparée en ajoutant à la dissolution une grande quantité d'eau, on en fait usage comme cosmétique, quoique l'on pense qu'il détériore peu-à-peu la peau. L'usage immodéré de tout cosmétique, quel qu'il soit, semble à-la-vérité produire cet effet; mais il y a lieu de croire, d'après la ressemblance qui existe entre les propriétés générales du bismuth et du plomb, que la manière d'agir de l'oxide de bismuth doit être tout-à-fait analogue à celle des oxides de plomb, dont les effets délétères sont connus. Si l'on mêle avec l'acide nitrique une petite quantité d'acide muriatique, et qu'on ne lave l'oxide précipité qu'avec une petite quantité d'eau froide, il se présentera en très-petites écailles d'un éclat nacré, formant alors le *blanc de perle* ou *poudre de perle* des parfumeurs. Ces cosmétiques sont susceptibles de passer au noir par le gaz hydrogène sulfuré.

L'acide muriatique n'attaque que difficilement le bismuth.

Le bismuth, exposé dans le gaz chlore, s'enflamme, et est converti en un chlorure, que l'on préparait autrefois en chauffant le métal avec du sublimé corrosif, et qui avait reçu le nom de *beurre de bismuth*. Ce chlorure est d'un blanc grisâtre; il est opaque, et d'une texture grenue; il est fixe à une chaleur rouge. D'après le docteur John Davy, il est composé de 33,6 chlore + 66,4 bismuth = 100, ou, en nombres proportionnels, de 4,45 chlore + 8,87 bismuth = 13,32. L'iode et le bismuth, chauffés ensemble, s'unissent aisément, et donnent lieu à un iodure d'un jaune orangé, insoluble dans l'eau, mais se dissolvant aisément dans la potasse.

Les alcalis précipitent aussi l'oxide de bismuth; mais il n'est pas alors d'une couleur blanche aussi belle que lorsqu'il a été préparé par affusion d'eau pure.

L'acide gallique précipite le bismuth en jaune verdâtre, et le ferro-prussiate de potasse le précipite en jaune.

Il paraît qu'il existe deux sulfures de bismuth : le premier est composé de 100 de bismuth et de 22,54 de soufre ; le second, de 100 et 46,5 ; ce dernier est un bisulfure.

Le bismuth s'unit avec la plupart des substances métalliques, et les rend en général plus fusibles. Calciné avec les métaux imparfaits, son verre les dissout, et produit le même effet que le plomb dans la coupellation ; procédé pour lequel on le dit même quelquefois préférable à ce métal.

On fait usage du bismuth dans la poterie d'étain, dans la fabrication des caractères d'imprimerie, et dans divers autres mélanges métalliques. Avec un poids égal de plomb, il forme un alliage blanc, brillant, beaucoup plus dur que le plomb, et plus malléable que le bismuth, mais qui n'est point ductile ; si l'on augmente la proportion du plomb, l'alliage devient encore plus malléable. Huit parties de bismuth, cinq de plomb, et trois d'étain, constituent le métal fusible, nommé quelquefois métal de Newton, son inventeur ; il se fond à la chaleur de l'eau bouillante, et on peut le tenir en fusion, au dessus la flamme d'une bougie, dans une carte, sans qu'elle s'enflamme. Une partie de bismuth, avec cinq de plomb et trois d'étain, forme la soudure des plombiers. Le bismuth est la base de l'encre sympathique. L'oxide de ce métal, précipité par la potasse de sa dissolution nitrique, a été recommandé dans les affections spasmodiques de l'estomac, et donné à la dose de quatre grains, quatre fois par jour. Un médecin dit, dans le Journal de Jénâ, que la dose en a été graduellement portée jusqu'à un *scrupule* (environ 1 gramme), sans qu'il en soit résulté de mauvais effet.

La grande fusibilité du bismuth le rend facile à séparer, par la voie sèche, de ses mines. On a coutume, dans le procédé en grand, de jeter la mine de bismuth dans un feu de bois ; au-dessous de l'aire est pratiqué un trou, dans lequel se rassemble le métal, et où il est défendu de l'oxidation. On peut

imiter en petit ce même procédé pour l'examen des mines de ce métal; il suffit simplement de l'exposer dans un creuset, à une chaleur modérée, avec une certaine quantité de flux noir; et ayant soin en-même-temps de faire l'opération aussi promptement que possible, afin d'empêcher l'oxidation ou la volatilisation du métal.

BISTRE. Couleur brune, que l'on prépare en séparant, par des lavages, les parties les plus légères de la suie de bois des parties plus grossières. La suie du bois de hêtre passe pour fournir la meilleure qualité de bistre.

BITUME. On comprend sous cette dénomination un très-grand nombre de substances minérales inflammables, brûlant avec flamme à l'air libre. Leur consistance varie depuis le fluide limpide jusqu'à celle d'un solide; mais ceux qui sont entièrement solides se liquéfient pour la plupart à une chaleur modérée. Les bitumes fluides sont, 1.^o le naphte, huile fine blanche limpide, odorante, incolore, qui exsude de certaines argiles blanches, jaunes ou noires, dans la Perse et la Médie. Cette substance est très-inflammable, et la distillation la décompose. Elle dissout les résines et les huiles essentielles de thym et de lavande, mais elle est insoluble dans l'alcool ou l'éther. De tous les fluides pesans et visqueux, c'est le plus léger, sa densité n'étant que de 0,708. 2.^o Le pétrole, qui est une huile de couleur jaunâtre ou rougeâtre, brune-grisâtre ou noire, se trouve, tombant par gouttes de certaines roches, ou sortant de la surface du sol, dans le duché de Modène, et dans diverses autres parties de l'Europe et de l'Asie. Il est aussi insoluble dans l'alcool, et ne paraît être que le naphte épaissi par son exposition à l'air. Il contient un peu d'acide succinique. 3.^o Le goudron des Barbades, qui est une substance visqueuse, brune ou noire, inflammable, insoluble dans l'alcool, et contenant de l'acide succinique; ce bitume paraît être l'huile minérale parvenue à son troisième état

d'altération. Les bitumes solides sont : 1. L'asphalte, poix minérale, dont il y a trois variétés, savoir : l'asphalte adhérente, la demi-compacte ou malthé, et la compacte, ou l'asphalte proprement dite. Ces substances sont douces au toucher, plus ou moins dures et cassantes, inflammables, se fondant aisément; et, dans leur état de pureté, elles brûlent, en laissant très-peu, ou même point de cendres. L'alcool et l'éther agissent en partie sur elles, mais très-faiblement. 2. Le suif minéral est une substance blanche, ayant la consistance grasse du suif, quoiqu'elle soit un peu plus cassante. On la trouva dans la mer, sur les côtes de la Finlande, en 1736; et on l'a encore rencontrée dans quelques endroits de la Perse, parmi les rochers. Elle est environ d'un cinquième plus légère que le suif; elle brûle avec une flamme bleue, en répandant une odeur de graille, et laissant une matière noire visqueuse, qui a beaucoup de peine à se consumer. 3. Le bitume élastique, ou caoutchouc minéral, dont il y a deux variétés. Outre ces corps, il existe encore d'autres substances bitumineuses, telles que le jayet et l'ambre, qui se rapprochent, par leur nature, des bitumes plus durs; il en est de même de toutes les variétés de charbon de terre et des chistes plus ou moins bitumineux dans leur composition. *Voyez* les différentes espèces de bitumes et de substances bitumineuses, à leurs lettres respectives.

BLACK JACK. Les mineurs anglais donnent ce nom à la blende ou faux plomb. C'est une mine de zinc.

BLANCHIMENT. C'est l'art chimique au moyen duquel les différens articles employés pour vêtemens sont dépouillés de leur couleur foncée naturelle, et rendus parfaitement blancs.

Le principe colorant de la soie étant incontestablement de nature résineuse, Baumé a proposé, pour la blanchir, le procédé suivant: on met dans un pot de terre six livres de

soie jaune brute, et l'on verse dessus quarante-huit livres d'alcool, pesanteur spécifique 0,867, mélangé avec douze onces d'acide muriatique, pesanteur spécifique 1,100. Après un jour de digestion, le liquide passe d'un beau vert au brun obscur; on égoutte alors la soie, et on la lave avec de l'alcool. L'esprit employé se retrouve en saturant l'acide ajouté avec de l'alcali ou de la chaux, et distillant. Baumé dit que la soie blanchie par ce procédé rivalise, ou même surpasse en blancheur et en éclat, les plus beaux produits de Nankin. Mais la méthode de blanchiment qu'on suit plus généralement, consiste à mettre la soie brute dans un sac de toile épaisse, que l'on plonge dans une cuve remplie d'eau de rivière bouillante, dans laquelle on a fait dissoudre du bon savon de Gênes ou de Toulon.

Après que la soie a bouilli pendant deux ou trois heures, en ayant eu le soin de remuer fréquemment le sac, on l'enlève pour la battre, et on la lave ensuite dans l'eau froide. Quand la soie a été bien battue et lavée, on la tord légèrement, et on la remet de nouveau dans la chaudière à ébullition remplie d'eau froide, à laquelle on a ajouté du savon et un peu d'indigo, qui lui communique ce coup-d'œil bleu qu'on remarque ordinairement dans la soie blanche.

Quand on retire la soie de ce second bain, on la tord fortement avec des chevilles de bois, afin d'en bien exprimer toute l'eau et le savon; puis on la secoue, pour la détordre et en séparer les fils. Enfin, on la suspend dans une espèce d'étuve destinée à cet objet, où l'on fait brûler du soufre, dont la vapeur donne à la soie son dernier degré de blancheur et d'éclat.

Manière de blanchir les étoffes de laine. Il y a trois moyens pour y parvenir. Le premier par l'emploi de l'eau et du savon; le second, par la vapeur du soufre; et le troisième, par la craie, l'indigo et la vapeur de soufre.

Blanchiment par le savon et l'eau. Après qu'on a retiré les étoffes du moulin à foulon, on les met dans une disso-

lution un peu tiède de savon et d'eau, où on les bat à force de bras sur un banc de bois; cette opération achève de leur donner la blancheur que le moulin à foulon n'avait fait que commencer. Quand la laine a été suffisamment travaillée à bras, on la lave dans l'eau claire, et on la laisse sécher.

Cette manière de blanchir les étoffes de laine est appelée la méthode naturelle.

Blanchiment avec le soufre. On commence par laver et bien nettoyer les étoffes dans l'eau de rivière, et on les met sécher sur des poteaux ou des perches. Quand elles sont à moitié sèches, on les étend dans une étuve bien fermée, dans laquelle on fait brûler du soufre; la vapeur qui les traverse de toutes parts adhère par degrés à la pièce entière, et lui communique un beau blanc; c'est ce qu'on appelle ordinairement blanchiment par les fleurs, ou blanchiment de Paris, parce qu'on y fait usage de cette méthode plus que dans aucune autre ville.

La matière colorante de la toile et du coton est probablement aussi de nature résineuse, du-moins les expériences de Kirwan, sur la lessive alcaline saturée de la matière colorante brune, conduisent à cette conclusion. En neutralisant l'alcali par de l'acide muriatique étendu, il obtint un précipité ressemblant à la laque, soluble dans l'alcool, les lessives alcalines, et les sulfures alcalins.

La première méthode suivie pour débarrasser les fils végétaux des étoffes de leur couleur native, est la fermentation. On met les pièces brutes dans une grande cuve de bois, avec une certaine quantité de lessive alcaline déjà employée, dans un état déjà un peu ascescent, et chauffée jusqu'à environ 44 degrés centigrades. Il serait mieux, sans doute, d'employer quelque matière fermentescible incolore, telle que du son aigri, ou de la pâte de patate, que l'on mélangerait avec de l'eau claire tiède. Au bout de peu de temps, il se manifeste un mouvement intérieur; des bulles de gaz se dégagent, et les pièces se gonflent, en soulevant les planches

chargées de poids qui les comprimaient dans la liqueur. La bonté du procédé dépend de l'intelligence du blanchisseur, pour amener la fermentation jusqu'à son terme, sans courir le risque d'endommager les fils, en l'outrepassant, et en produisant la fermentation putride.

Les pièces sont ensuite soumises à l'action d'une lessive alcaline, soit par lessivage ou par ébullition, ou par l'une et l'autre manière. La première opération consiste à verser la lessive bouillante sur l'étoffe contenue dans une cuve; au bout de quelque temps, quand la liqueur est refroidie, on la fait écouler, et on la remplace par une nouvelle quantité de lessive bouillante. La meilleure disposition à donner à l'appareil est la suivante : — A la partie supérieure d'une chaudière en fer de forme ovoïde est adapté parfaitement un large tonneau muni d'un double fond percé de trous, et à quelques pouces au-dessus du fond véritable. Celui-ci porte une soupape, ouvrant de haut en bas, mais que la pression de la vapeur tient aisément fermée. De la paroi de la chaudière de fer, et un peu au-dessus du fond, part un tuyau, qui, se redressant à angle droit, s'élève verticalement jusqu'à un pied ou deux au-dessus de la surface du tonneau. La partie verticale de ce tube forme le cylindre d'une pompe aspirante, et est munie d'un piston avec sa tige. A quelques pouces au-dessus du niveau de la surface supérieure du tonneau, il part du tube vertical un branche latérale qui se termine en un tuyau courbé, au-dessus d'un trou pratiqué dans le centre du couvercle. Sous la courbure, et immédiatement dans le couvercle, est un disque métallique circulaire. La chaudière étant alors chargée en lessive, et le tonneau rempli d'étoffes, on fait un feu modéré, et l'on met en-même-temps la pompe en jeu, soit à bras, soit par machines. Par ce moyen, la lessive, à mesure qu'elle s'échauffe, vient circuler à travers les étoffes. Mais quand enfin elle a atteint la température de l'ébullition, on enlève le piston de la pompe, et la pression de la vapeur renfermée suffit seule pour faire monter le

liquide dans le tube vertical, et établir par le tube horizontal communiquant, un courant continu. La soupape, cédant au poids du liquide contenu dans la cuve, s'ouvre de temps en temps, et remplace dans la chaudière la lessive qui en était sortie.

Cet ingénieux appareil, qui marche de lui-même, a été inventé par M. John Laurie de Glasgow; et l'on trouve une planche qui le représente, dans l'Encyclopédie d'Édimbourg, à l'article *Blanchiment*, rédigé par M. Ramsay. Par cette méthode, on épargne du travail; on est à l'abri des négligences des ouvriers, et l'on gagne au-moins un quart d'alcali.

Il est très-important de ne chauffer d'abord le liquide que très-lentement; on ne parviendra jamais à un bon blanchiment, si l'on se hâte de faire bouillir. Quand la lessive paraît bien imprégnée de la matière colorante, on laisse tomber le feu, on fait écouler le liquide par un robinet, et l'on jette en-même-temps sur la masse, de l'eau chaude d'abord, puis ensuite froide, pour achever d'enlever toute la liqueur colorée. On retire ensuite les pièces d'étoffe, et on les lave bien, soit à bras, avec des battoirs (*wash stocks*), soit au moyen d'une roue de bois tournante, à compartimens creux, qui porte le nom de *roue à frottoir* (*dash wheel*). Les blanchisseurs font varier la force de la lessive alcaline; quelques-uns se servent d'une dissolution de potasse, rendue caustique par la chaux, d'une pesanteur spécifique de 1,014, ou contenant un peu plus de 1 pour 100 de potasse pure. Les blanchisseurs irlandais font usage principalement d'une lessive de barille, d'une force alcaline un peu moindre; la marche de l'opération peut être présentée facilement sous la forme de tableau.

Une partie d'étoffes consiste en 360 pièces de toiles, de celles qu'on appelle toiles de Bretagne. Chaque pièce a 35 yards (environ 3 pieds) de long, et son poids moyen est de 10 liv.; le poids total est donc de 3600 livres, avoir du poids (environ 1630 kilog.). Ces toiles sont d'abord lavées, et subissent

ensuite la fermentation acéteuse, comme il a été déjà dit, soumet aux opérations suivantes :

1. Lessivage avec 60 lbs. de perlasse, lavage et exposition sur le pré.

2. dito avec 80 lbs. perlasse. dito dito.

3. dito 90 lbs. potasse. dito dito.

4. dito 80 dito dito dito.

5. dito 80 dito dito dito.

6. dito 50 dito dito dito.

7. dito 70 dito dito dito.

8. dito 70 dito dito dito.

9. Trempe pendant une nuit dans l'acide sulfurique étendu.

10. Lessivage avec 50 lbs. perlasse, lavage et exposition.

11. Immersion dans l'oxymuriate de potasse pendant douze heures.

12. Ébullition avec 30 lbs. perlasse, lavage et exposition.

13. dito 30 dito dito dito.

14. Trempe dans l'acide, et lavage.

On porte alors les étoffes au lavoir, et on les frotte bien avec un fort morceau de savon noir ; après quoi, on les lave parfaitement dans l'eau de source pure. A cette époque on les examine avec attention ; les pièces qui se trouvent bien blanchies sont laissées à part pour être mises au bleu, et préparées pour la vente. Celles qui ne sont pas d'un beau blanc sont reprises, pour être de nouveau bouillies, trempées dans l'oxymuriate de potasse, et acidulées, jusqu'à ce qu'elles soient devenues parfaitement blanches. Par ce procédé, on employe environ 690 lbs d'alcali du commerce pour blanchir 360 pièces de toile, chacune 105 pieds de long ; ainsi, la dépense en alcali serait un peu moins de 2 lbs par pièce, s'il n'y avait pas quelques parties de la toile qui échappassent au blanchiment : on peut donc établir, comme moyenne, 2 lbs par pièce de toile ainsi bien préparée.

Nous remarquerons à ce sujet, que plusieurs blanchisseurs des plus instruits ont trouvé de l'avantage à n'appliquer l'acide qu'à une époque plus avancée de l'opération, ainsi que la dissolution oxymuriatique. Suivant le docteur Stephenson, dans son précieux Mémoire sur les Manufactures de toiles et de chanvre, publié par la Société littéraire de Belfast, 10 naggins, ou quarts de pinte d'huile de vitriol, sont suffisans pour produire 200 gallons de liqueur de trempe acide; ce qui donne la proportion de 640 parties d'eau en mesure, contre une d'acide. M. Parkes, en décrivant le blanchiment du calicot dans ses Essais chimiques, dit que dans le Lancashire, on emploie une mesure d'acide sulfurique avec 46 d'eau, ou une livre de l'acide avec 25 d'eau; et il rapporte de plus, qu'un imprimeur en calicot, d'Écosse, très-éclairé, amène sa liqueur acide à une densité de 1,0254 à 50° centigrades. Cet acide ainsi étendu contient au-moins $\frac{1}{3}$ d'huile de vitriol. L'immersion dure cinq ou six heures.

M. Parkes ajoute en note, que dans le blanchiment des étoffes communes qui ne sont pas destinées à être imprimées, la pesanteur spécifique de l'acide peut varier de 1,0146 à 1,0238, si on l'emploie à la température ordinaire de l'atmosphère. Quelques blanchisseurs emploient d'abord les plus fortes lessives alcalines, et les plus faibles ensuite. Quant à la force des trempes oxymuriatiques, ainsi que les blanchisseurs les appellent, il est difficile d'établir quelques données certaines eu égard à l'état variable des chlorures de potasse et de chaux.

M. Parkes, en donnant le procédé des blanchisseurs écossais, dit qu'après que les calicots ont été flambés, trempés dans la cuve, et exprimés, on les fait bouillir à quatre reprises successives, de dix à douze heures chacune, dans une dissolution de potasse caustique d'une densité de 1,0127 à 1,0156, et qu'on les lave soigneusement après chaque ébullition. « Après cela, on les plonge dans une solution d'oxymuriate de potasse, d'abord d'une densité de 1,0625,

mais qu'on réduit ensuite, en ajoutant 24 mesures d'eau ; on les laisse séjourner dans cette liqueur pendant douze heures². Le docteur Stephenson dit, que l'on prépare la cure pour les toiles grossières, en faisant dissoudre 1 livre d'oxymuriate de chaux dans 3 gallons d'eau, et étendant ensuite ce mélange de 25 nouveaux gallons d'eau. La densité ordinaire des cures d'oxymuriate de chaux est, suivant M. Ramisay, de 1,005. Mais, ces données ne peuvent guère nous instruire; car l'oxymuriate de chaux est toujours plus ou moins mêlé avec du muriate simple de chaux ou chlorure de calcium, dont une très-petite portion suffit pour changer considérablement les indications hydro-métriques. La durée de l'immersion est de dix à douze heures. Quelques blanchisseurs substituent l'ébullition modérée et long-temps continuée à la lessive. Anciennement l'opération de l'acidification se faisait en employant du lait de beurre; mais il y a beaucoup d'avantage à se servir d'acide sulfurique bien mêlé avec de l'eau par agitation.

La découverte ingénieuse faite par M. Tennant, de la manière de combiner le chlore avec la chaux pulvérulente, a donné lieu aux plus grands perfectionnemens dans l'art de blanchir. Ce chlorure, préparé et employé convenablement, n'affecte pas les mousselines les plus légères. On a proposé de substituer la magnésie à la chaux; mais le prix élevé de cette terre sera sans doute un obstacle à son emploi général. La dissolution de muriate de chaux qui résulte de l'action de la toile non blanchie sur celle de l'oxymuriate, affaiblirait le tissu, si, ainsi que sir H. Davy l'a fait voir, elle était trop forte ou trop long-temps prolongée. Mais le blanchisseur se met en garde contre cet accident; et le procédé de la trempe acide, qui suit ordinairement le bain oxymuriatique, enlève entièrement toutes les particules de chaux adhérentes.

M. Parkes nous apprend, que les calicots destinés à être teints par la garance, ou d'une couleur bleue pâle, ne peuvent pas être blanchis par l'oxymuriate de chaux sans inconvénient. Il faut nécessairement, dit-il, employer alors

l'oxymuriate de potasse ; je pense que c'est une erreur. On emploie, pour estimer le pouvoir blanchissant des dissolutions oxymuriatiques ou chloriques des liqueurs faites, en dissolvant de l'indigo dans l'acide sulfurique, et étendant ensuite la dissolution de ce sulfate avec de l'eau ou une infusion de cochenille ; mais ce mode d'épreuve présente plus ou moins d'incertitudes à cause du peu d'uniformité d'effet de ces matières colorantes. J'ai eu de l'indigo qui paraissait d'une très-bonne qualité, et dont il fallait quatre parties pour saturer un même poids d'oxymuriate de chaux que saturaient trois parties d'une autre espèce d'indigo. Néanmoins, quoique ces liqueurs d'épreuve ne donnent point une mesure précise de la quantité de chlore, elles fournissent cependant aux blanchisseurs des points de comparaison d'une grande utilité.

Quelques auteurs ont recommandé l'emploi de la chaux et du sulfure de chaux au-lieu d'alcali ; mais je ne crois pas qu'aucun blanchisseur, faisant autorité, y ait eu confiance. On peut toujours, cependant, employer la chaux pour rendre les alcalis caustiques ; car dans cet état, son pouvoir détersif est singulièrement augmenté.

On blanchit les mousselines grossières en les faisant tremper, les lavant, et les tenant en ébullition dans une faible dissolution de potasse et de perlasse. On les lave alors de nouveau ; on les fait bouillir avec du savon seul, et on les acidule avec un peu d'acide sulfurique très-étendu. On enlève ensuite l'acide par le lavage ; ensuite on les met bouillir dans de l'eau de savon, on les lave et on les plonge dans une dissolution de chlorure de chaux ou de potasse. On doit répéter les ébullitions dans l'eau de savon, ainsi que les immersions dans l'oxymuriate de chaux, jusqu'à ce que la mousseline soit d'un blanc pur ; et finalement, on l'acidifie légèrement, et on la lave dans de l'eau de source pure. On suit la même série d'opérations dans le blanchiment des mousselines fines ; seulement, dans toutes les ébullitions, on emploie le savon seul, sans faire usage de perlasse. Pour les cotons forte-

ment colorés, la mode de blanchiment est le suivant : après en avoir bien séparé par l'eau froide l'amidon ou l'apprêt, on les fait doucement bouillir avec du savon, on les lave, et on les plonge dans une dissolution d'oxymuriate de potasse de force ordinaire. On répète ce procédé jusqu'à ce que la blancheur de l'étoffe soit partout égale et suffisamment belle, et on les acidifie avec de l'acide sulfurique étendu. Si ces opérations sont bien conduites, les couleurs, loin d'être endommagées, seront grandement rehaussées, et auront acquis une délicatesse de teinte, qu'aucun autre procédé ne leur aurait donné.

Si, après avoir plongé de l'étoffe ou de la laine filée dans la lessive alcaline, on l'expose à l'action de la vapeur d'eau chauffée à 105° centig. dans un vase à fortes parois, elle se trouvera en grande partie blanchie.

Cette opération est pratiquée avec un grand succès pour le blanchiment de linge d'hôpital.

La méthode suivante est celle pratiquée par un blanchisseur très-habile des environs de Glasgow.

« Dans la fermentation des étoffes de mousseline, nous les entourons d'une lessive dont la température varie de 38° à 65° centigrades, suivant la saison, et nous les laissons fermenter pendant trente-six heures. Pour faire bouillir 50,76 ^{kil.} = 112 ^{kil.} pièces de mousseline d'une aune de large, nous employons 2,5, ou 5 kilogrammes de cendres, et 0,90 de savon mou, et nous laissons bouillir le tout ensemble pendant six heures; après ce temps, on les lave et on les fait bouillir de nouveau, pendant trois heures, avec 2,2 ^{kil.} de cendres et 0,90 de savon mou; on lave ensuite à l'eau, et on les plonge dans la dissolution d'oxymuriate de chaux, marquant 5 au tube d'épreuve, et on les y laisse pendant six ou douze heures; on les lave ensuite, et on les met séjourner, pendant une heure, dans l'acide sulfurique étendu, d'une pesanteur spécifique de 3 $\frac{1}{2}$ de l'hydromètre de Twaddle = 1,0175. On les lave de nouveau,

et on les fait bouillir, pendant une demi-heure, avec ^k 1,1 de cendres, et ^k 0,90 de savon; après quoi, on les lave et on les plonge, comme précédemment, dans une dissolution d'oxymuriate de chaux plus forte que la première, marquant 3 au tube d'épreuve, et on les y laisse pendant six heures. On leur fait subir un nouveau lavage, et on les trempe dans l'acide sulfurique étendu, d'une pesanteur spécifique de 3 à l'hydromètre de Twaddle = 1,015. Si l'étoffe est forte, elle exigera un autre bouillon, ainsi qu'une nouvelle trempe et un traitement par l'acide. Dans tous les cas, on doit toujours enlever en totalité l'acide sulfurique par les lavages avant de terminer l'opération par l'amidon.

» Quant à la chaux, dont quelques personnes font usage en place d'alcali, immédiatement après la fermentation, on en emploie le même poids que de cendres. On y fait bouillir les étoffes pendant quinze minutes, mais pas plus, autrement elles seraient endommagées ».

L'alcali employé au lessivage peut être recouvré en évaporant la lessive à siccité, et calcinant le résidu; mais, dans la plupart des cas, la dépense en combustible excéderait la valeur de l'alcali obtenu. Une méthode plus simple consiste à faire bouillir la lessive avec de la chaux vive, un peu de terre de pipe et du sang de bœuf. Après avoir écumé et laissé déposer, on obtient une lessive d'une pureté suffisante.

A l'article chlore, nous avons décrit sa préparation, et les principales circonstances auxquelles on doit avoir égard; voici maintenant l'appareil dont on fait usage en grand, et qui est disposé de manière à ce qu'on puisse plonger et agiter tout-à-la-fois les étoffes à blanchir. L'opération de la distillation s'effectue dans un grand alambic de plomb *gg*, planche I, fig. 1, supporté par un trépied de fer *f*, dans une chaudière de fer *e*. Celle-ci est chauffée par un fourneau *b*, dont *a* est le cendrier, *c* l'ouverture par laquelle on introduit le combustible, *d* la poignée d'un bouchon d'argile

calcinée qui sert à régulariser le tirage. A la partie supérieure de l'alambic s'adapte un couvercle en plomb *i*, qui est luté, et qui est percé de trois ouvertures; l'une pour le tube recourbé *h*, en plomb ou en verre; par lequel on verse l'acide sulfurique; l'autre, dans le milieu, sert de passage à l'agitateur *k*, en fer revêtu de plomb; et la troisième est destiné au tube de plomb *l*, qui a trois pouces de diamètre intérieur, et qui conduit le gaz dans le récipient tubulé en plomb *m*. Afin d'empêcher que l'agitateur ne vienne toucher le fond de l'alambic, il est garni d'un collier conique de plomb, qui entre dans l'ouverture également conique dans le centre du couvercle, et le mouvement de rotation fait que ces pièces s'emboîtent assez exactement les unes dans les autres pour prévenir tout dégagement des gaz. Le tube *l* traverse l'ouverture *m*, et va plonger presque au fond du récipient intermédiaire aux deux tiers rempli d'eau; il y dépose le peu d'acide sulfurique qu'il aurait pu entraîner; tandis que le chlore gazeux traverse le tube *n*, et va se rendre dans le condensateur en bois *oo*. L'agitateur *p*, que l'on fait tourner au moyen de la manivelle *t*, sert à accélérer la combinaison du gaz avec l'alcali; et les pièces horizontales de bois *qq*, fixées aux parois du récipient, contribuent encore à cet effet. Le couvercle porte, dans sa circonférence, une rainure *r*, au moyen de laquelle il ferme parfaitement le récipient qui est en biseau sur chaque côté; à sa partie inférieure est placé un robinet *s*, pour donner issue à la liqueur. M. Tennant prépare son chlorure de chaux à-peu-près de la même manière.

On peut blanchir de la même manière les chiffons ou autres matériaux servant à la confection du papier; mais il est préférable de les réduire préalablement en pulpe, parce qu'alors l'acide agit plus uniformément sur la masse.

Pour blanchir le vieux papier: faites bouillir pendant quelques instans le papier imprimé dans une dissolution de soude caustique, celle de Kelp peut être convenablement employée; trempez-le dans l'eau de savon, et lavez-le; après

quoil pourra être réduit en pulpe. On peut sans inconvénient se dispenser de l'opération du savon. Quant au vieux papier écrit que l'on veut remettre en œuvre, on le trempe dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique, et on le lave bien avant de le porter au moulin; l'effet de l'eau sera augmenté, si l'on a soin de la prendre un peu chaude. Pour blanchir le papier imprimé sans détruire sa texture, trempez les feuilles dans une dissolution de soude caustique chaude ou froide, et puis après dans une dissolution de savon. Placez-les ensuite alternativement entre des toiles, comme font les fabricans de papier pour amincir leurs feuilles au sortir de la forme, et soumettez à la presse. Si une seule opération ne suffit pas pour les rendre suffisamment blanches, il faudra la répéter autant de fois qu'il sera nécessaire. Pour blanchir le vieux papier écrit sans détruire sa texture, faites-le tremper dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique, soit à froid soit à chaud, puis dans une dissolution d'acide muriatique oxygéné; après quoi, faites-le tremper dans l'eau jusqu'à ce qu'il n'y reste plus trace d'acide; ce papier ainsi préparé, après avoir été pressé et séché, sera d'un aussi bon usage qu'étant nouvellement fabriqué.

BLLENDE. Nom qu'on donne à une mine de zinc.

BLEU DE PRUSSE. Combinaison d'oxide de fer avec un acide particulier, distingué par le nom d'*acide ferropussique*. (Voyez ACIDE PRUSSIQUE, et FER.)

BLEU SAXON. La meilleure couleur de bleu Saxon peut être préparée d'après la recette suivante :

Mêlez une partie (une once) de bon indigo en poudre avec quatre parties d'acide sulfurique, dans une bouteille de verre ou dans un matras, et faites digérer le tout à la chaleur de l'eau bouillante pendant une heure, en agitant souvent le mélange : ajoutez-y ensuite douze parties d'eau, remuez bien; et quand il sera refroidi, filtrez.

M. Poener ajoute au mélange une partie de bonne potasse sèche au bout de vingt-quatre heures de contact, et il le laisse dans cet état un espace de temps égal avant de l'étendre d'eau. L'étoffe doit être préparée à la teinture, au moyen de l'alun et du tartre.

BOIS DE BRÉSIL. L'arbre qui produit ce bois, le *cisalpina crista*, est natif du Brésil, dans l'Amérique méridionale, ainsi que de l'île de France, du Japon, et de quelques autres pays. On l'emploie principalement dans la teinture. Ce bois est très-dur, susceptible de recevoir un très-beau poli, et si pesant, qu'il se précipite au fond de l'eau. Il est d'abord pâle quand il est nouvellement coupé; mais sa couleur devient plus foncée par son exposition à l'air : l'intensité de la couleur varie dans différentes espèces. Mais les plus foncées sont celles qu'on estime le plus. Il a une saveur douceâtre quand on le mâche, et il se distingue du bois de santal rouge, par la propriété d'abandonner à l'eau sa couleur; ce que ne fait point celui-ci.

Quand on fait bouillir le bois de Brésil dans l'eau pendant un temps convenable, il communique au liquide une belle couleur rouge. Le résidu est d'une couleur très-foncée, et les dissolutions alcalines lui enlèvent encore une portion considérable de matière colorante. L'alcool se charge aussi de la matière colorante du bois de Brésil; il en est de même de l'ammoniaque, et l'une et l'autre de ces dissolutions sont plus foncées que l'infusion aqueuse. Suivant Dufay, la teinture alcoolique teint le marbre chaud en rouge pourpre, qui passe au violet par une chaleur plus élevée. Si l'on couvre le marbre de cire après l'avoir teint, et qu'on le chauffe fortement, il passe par toutes les nuances de brun, et se change en une couleur chocolat permanente.

Les couleurs que le bois de Brésil communique aux étoffes sont peu durables. Une très-petite portion d'alcali, ou même de savon, les fait passer au pourpre; d'où il suit, que le

papier teint de cette couleur peut servir de réactif pour reconnaître les points de saturation. L'alun, ajouté à la décoction de ce bois, y produit un précipité d'un beau rouge cramoisi, une laque, dont la quantité augmente par l'addition d'alcali à la liqueur. L'hydrochlorate d'étain y précipite aussi en grande quantité une poudre d'un rouge cramoisi; mais les sels de fer lui font prendre une teinte sombre. Les acides changent la dissolution en jaune; mais la dissolution d'étain la ramène à sa couleur naturelle. L'extrait de bois de Brésil rougit le papier de tournesol, en le privant de l'alcali qui lui donne sa couleur foncée.

BOL. Minéral qui se trouve en masse, à cassure parfaitement conchoïde; à l'intérieur il est brillant, et prend de l'éclat par la raclure. Ses couleurs sont le jaune rouge et le brun noirâtre, dans l'état où il a reçu le nom de saçon de montagne. Il est translucide ou opaque, tendre, se laissant aisément couper au couteau, et cédant à l'impression de l'ongle. Il happe à la langue; il est gras au toucher, et se divise en morceaux quand on le plonge dans l'eau. Sa pesanteur spécifique varie de 1,4 à 2. Il est susceptible de poli. Si on le plonge dans l'eau après l'avoir desséché, il se délite avec un petit craquement. On le rencontre dans la wacke et le basalte, en Silésie, en Hesse, à Sienne, en Italie, et aussi dans les fentes et crevasses de la chaussée des Géans, en Irlande. La variété noire a été trouvée dans les roches de trapp de l'île de Sky.

BOLET. *Boletus.* Genre de champignon dont plusieurs espèces ont été soumises à un examen chimique par MM. Braconnot et Bouillon-Lagrange.

1. *Boletus juglandis.* Il contient, sur 1260 parties, eau 1118,50, fungine 95,68, matière animale insoluble dans l'alcool 18, osmazome 12, albumine végétale 7,20, fungate de potasse 6, adiposire 1,20, matière huileuse 1,12, sucre de champignon 0,50, phosphate de potasse, une trace.

2. *Boletus laricis*. On emploie ce bolet, en médecine, à l'état sec; on le connaît sous le nom d'*agaric*. Il est en morceaux blancs, légers et friables, dont l'enveloppe extérieure ressemble à du cuir de couleur foncée. Sa saveur, douceâtre d'abord, laisse dans la bouche un goût d'amertume et d'âcreté. Son infusion dans l'eau est jaunâtre, d'une saveur sucrée, et rougit les couleurs bleues végétales. L'agaric contient du muriate de potasse, du sulfate de chaux et du sulfate de potasse. Lorsqu'on fait bouillir cette substance dans l'eau, le liquide prend, par le refroidissement, une consistance gélatineuse; et si, après avoir évaporé à siccité, on ajoute de la chaux, l'odeur d'ammoniaque devient sensible. L'alcool en extrait une résine de couleur jaune, et d'une saveur âcre et amère. On en retire aussi de l'acide benzoïque par le procédé de Schéele. Les acides puissans agissent avec une grande énergie sur l'agaric, et l'acide nitrique le convertit en acide oxalique. Les alcalis fixes le changent en une gelée rouge, et il se dégage de l'ammoniaque.

3. *Boletus ignarius*. On le trouve dans presque tous les pays, et particulièrement dans les contrées montagneuses de l'Écosse, sur les troncs des vieux frênes et d'autres arbres. Les Français et les Allemands le préparent en grande quantité pour faire des mèches et amorecs, en le faisant bouillir dans l'eau, le séchant, le battant fortement, puis le trempant dans une dissolution de nitre, et le faisant sécher. Dans cet état, il porte, en France, le nom d'*amadou*, et en Angleterre, celui de *german tinder*. Son emploi a été recommandé dans la chirurgie, pour arrêter les hémorragies des blessures. L'agaric communique à l'eau une couleur brune foncée et une saveur astringente; elle tient en dissolution du sulfate de chaux et du muriate de potasse, et une matière extractive brune. Par l'incinération, cet extrait fournit une quantité considérable de potasse, et la matière insoluble contient des phosphates de chaux et de magnésie, avec un peu de fer. Les alcalis le convertissent avec difficulté en un liquide savonneux, avec dégagement

d'ammoniaque. Cette espèce de bolet ne contient point d'acide benzoïque, et très-peu de matière animale.

4. *Boletus pseudo-igniarius*. Braconnot en retira, par l'analyse, de l'eau, de la fungine, un muilage sucré, du boletate de potasse, une matière adipeuse jaune, de l'albumine, du phosphate de potasse en très-petite quantité, de l'acétate de potasse, et de l'acide fungique combiné avec une base.

5. *Boletus viscidus*. Braconnot trouva ce bolet presque entièrement composé d'un mucus animal, qui prend de la cohésion par la chaleur.

BORACITE. Borate de magnésie. On le trouve en cristaux cubiques, à cassure inégale ou imparfaitement conchoïde : son éclat est gras ; il est translucide, assez dur pour faire feu avec l'acier ; de couleurs jaunâtre, grisâtre, ou blanc verdâtre. Sa pesanteur spécifique est 2,56. Il devient électrique par la chaleur ; et les angles solides diagonalement opposés se constituent dans des états électriques contraires. Il se fond en un émail jaune, émettant ensuite une lumière verdâtre.

D'après l'analyse de M. Vauquelin, ce minéral contient 83,4 acide borique et 16,6 magnésie. On le trouve dans le gypse, à Kalkberg, dans le duché de Brunswick, et aussi à Segeberg, près de Kiel, dans le Holstein.

BORAX. L'origine du borax fut pendant long-temps un secret pour l'Europe. Cependant, dès l'année 1772, M. Grill Abrahamson en fit parvenir en Suède quelques échantillons bien cristallisés qu'on avait extraits de la terre, dans le Thibet, où il est appelé *pounxa*, *mypoux* et *houipoux* : on dit aussi l'avoir rencontré en Saxe, dans plusieurs mines de houille.

Il ne paraît pas que le borax ait été connu des Anciens ; car leur chrisocolle était une substance fort différente, composée de rouille de cuivre triturée avec de l'urine. Le mot borax se trouve, pour la première fois, dans les ouvrages de Geber.

Le borax se rencontre non-seulement dans l'Est, mais aussi dans le Sud de l'Amérique. M. Anthony Carera, médecin établi à Potosi, nous apprend qu'on retire en grande abondance ce sel des mines de Riquintipa, et de celles des environs d'Escapa, où les habitants du pays s'en servent pour la fusion des minerais de cuivre.

Les Vénitiens et les Hollandais tinrent pendant long-temps secrète leur méthode de purifier le borax. Après avoir essayé en grand tous les procédés, M. Chaptal trouva que la manière la plus simple consiste à faire bouillir fortement, et pendant long-temps, le borax avec de l'eau. Cette dissolution étant filtrée, donne, par évaporation, des cristaux qui sont quelquefois salis par des impuretés, mais qu'on peut purifier en répétant l'opération.

Le borax purifié est blanc, transparent, onctueux dans sa cassure, affectant la forme de prismes à six pans, terminés par des pyramides à trois ou six faces. Sa saveur est stiptique; il fait passer au vert le sirop de violette; et quand on l'expose à la chaleur, il se fond, bouillonne, perd son eau de cristallisation, et se change en une masse poreuse, blanche, opaque, appelée communément borax calciné. Une plus forte chaleur le met à l'état de fusion tranquille; et la masse vitreuse ainsi produite, qui est transparente et d'une couleur jaune verdâtre, est soluble dans l'eau et s'effleurit à l'air. Il exige environ dix-huit fois son poids d'eau pour se dissoudre à 15° centigrades; mais l'eau bouillante en dissout trois fois davantage. Ses parties constituantes sont, d'après Kirwan, acide borique 34, soude 17, eau 47. Voyez sur le borate neutre de soude, et les autres composés formés par son acide, l'ACIDE BORIQUE.

On emploie le borax comme excellent flux dans les opérations docinastiques. Il entre dans la composition du flux de réduction, et il est d'un plus grand usage dans l'analyse par le chalumeau. On peut l'appliquer avec avantage dans la fabrication du verre; car lorsque la fusion ne va pas bien,

une très-petite quantité de borax la rétablit à l'instant. On l'emploie principalement pour souder; il favorise la fusion de la soudure, la fait couler, et maintient la surface des métaux dans un état de brillant et de netteté, qui facilite leur union. On en fait peu d'usage en médecine : son acide, appelé *sel sédatif*, est administré par quelques médecins, et son nom indique suffisamment la propriété qu'on lui suppose. Mêlé avec la laque en écaille, dans la proportion d'une partie sur cinq, il la rend soluble, par une longue digestion, dans l'eau chauffée presque au point d'ébullition.

BORE. Base combustible de l'acide borique. *Voyez ce mot.*

BOTANY-BAY. (RÉSINE DE) Cette résine exsude spontanément du tronc de l'*acarois resinifera* de la Nouvelle-Hollande, ainsi que des incisions faites à son écorce. Au soleil, elle se solidifie bientôt en morceaux de couleur jaune de différentes dimensions. Elle se pulvérise aisément sous le pilon sans se prendre en croute; et elle n'adhère point aux dents quand on la mâche. Sa saveur est légèrement sucrée et astringente. A une chaleur modérée, elle se fond; quand on la brûle, elle répand une fumée blanche odorante. Elle est insoluble dans l'eau; mais elle lui communique le goût du storax. Sur neuf parties de cette résine, six sont solubles dans l'eau et ont une saveur astringente, et deux autres parties consistent en fibre ligneuse.

BOTRYOLITE. C'est un minéral qui se rencontre en concrétions mamillaires; formées de couches concentriques, et aussi en masses botryoidales blanches et terreuses. Ses couleurs sont le blanc de perle et le gris jaunâtre, ayant quelquefois des bandes concentriques blanches rougeâtres. Sa surface est rude et mate; et son éclat à l'intérieur, est le nacré. La cassure est fibreuse à fibres délicates, en étoiles. Cette

Pierre est translucide sur les bords, cassante, demi-dure. Sa pesanteur spécifique est 2,85. Elle est composée de silice 36, acide borique 59,5, chaux 13,5, oxide de fer 1, eau 65; au chalumeau, elle écume, et se fond en un verre blanc. On la trouve dans des lits de gneiss, près d'Arendhal, en Norwège. Quelques minéralogistes la regardent comme une variété de datholite.

BOURMONITE. Sulfure de plomb antimonial.

BOYLE. (LIQUEUR FUMANTE DE) Sulfure hydrogéné d'ammoniaque.

BRASSICA RUBRA. Le chou rouge produit un réactif excellent par les acides et les alcalis; il est bien supérieur au tournesol; sa couleur naturelle est le bleu, qui passe au vert par les alcalis, et au rouge par les acides. Après avoir coupé menu les feuilles de chou, on les fait sécher devant le feu jusqu'à ce qu'elles soient bien crispées; on les met alors dans une bouteille, et on la bouche. L'eau chaude, versée sur une petite portion des feuilles ainsi desséchées, fournit instantanément un réactif par les acides et les alcalis. On peut conserver de la même manière la couleur pourpre des violettes, ainsi que la couleur œillet du *lychnis* et le rose.

BRECCIA, BRÈCHE. Mot italien, que les minéralogistes employent souvent pour désigner des pierres composées, qui sont formées par l'agglutination de fragmens de grande dimension. Quand les parties agglutinées sont arrondies, la pierre est appelée poudingue. On distingue entre elles les brèches d'après la nature de leurs parties constituantes. C'est ainsi que nous avons des brèches calcaires ou marbres, et des brèches siliceuses que l'on subdivise encore suivant leurs variétés.

BRIONIA ALBA. Racine dont on fait usage en médecine.

D'après l'analyse de M. Vauquelin, elle consiste pour la plus grande partie en amidon, ainsi qu'en un principe amer soluble dans l'eau et l'alcool; elle contient aussi de la gomme, une matière végeto-animale, qui est précipitée par l'infusion de noix de galle, de la fibre ligneuse, une petite portion de sucre, et une certaine quantité de surmalate et de phosphate de chaux. Elle a des propriétés catarthiques; mais aujourd'hui, son emploi est fort borné.

BRIQUE. Parmi toutes les manières différentes de façonner l'argile en formes appropriées aux usages, et de les durcir ensuite par le feu, l'art de fabriquer les briques et les tuiles est sans contredit l'un des plus utiles.

L'argile commune ne se trouve presque jamais à la surface de la terre dans un état approchant de la pureté; elle contient ordinairement une grande quantité de matière siliceuse. Bergmann examina plusieurs argiles des environs d'Upsal; il les fit ensuite façonner en briques, qu'il exposa à différens degrés de chaleur; il les laissa ensuite refroidir, les plongea dans l'eau pendant un temps considérable, et les exposa ensuite à l'air libre pendant trois années. Ces briques étaient formées d'argile et de sable; il trouva que les plus dures étaient celles où il entraient un quart de sable. Celles qui avaient été le moins long-temps soumises à la chaleur furent presque entièrement détruites, et tombèrent en miettes par l'action de l'air; celles qui avaient reçu un coup de feu plus violent, éprouvèrent moins d'altération; et enfin, celles formées d'argile seule, et que le feu avait à demi-vitrifiées, ne subirent aucun changement.

Sur tout cela il observe que la proportion de sable qu'on doit ajouter à une argile quelconque pour la fabrication des briques, doit être d'autant plus grande, que l'argile se contracte davantage par la cuisson; mais que les meilleures argiles sont celles qui n'ont besoin d'aucune addition de sable. Les briques doivent toujours être fortement cuites; mais la

vitrification n'est jamais nécessaire quand l'action seule de la chaleur suffit pour les rendre assez dures. Il recommande, quand on regarde comme utile de leur donner une couche vitreuse, de jeter dans le fourneau un peu de sel marin, qui produit alors l'effet qu'on voit avoir lieu dans la fabrication de l'espèce de poterie anglaise appelée *Stone-Ware*.

On fait aussi, avec l'argile schisteuse, une espèce de briques appelée *briques à feu*, qui sont très-dures, pesantes, et contiennent une grande proportion de sable. On les emploie principalement dans la construction des fourneaux des machines à vapeur ou autres grands ouvrages, et aussi dans celle des fours de verreries, parce qu'elles résistent à tous les degrés de chaleur. Leur emploi est indispensable dans tous les cas où l'on doit produire une chaleur intense.

BRIQUES FLOTTANTES. Les Anciens fabriquaient des briques qui nageaient à la surface de l'eau; et Fabroni a découvert, il y a quelques années, au château del Piano, près Santa-Fiora, entre la Toscane et les États de l'Église, une substance avec laquelle on peut en faire de semblables. Elle forme un banc terreux brun, mêlé de débris de plantes. Haüy lui donne le nom de *talc pulvérulent silicifère*; et Brochant la considère comme une variété de *meer schaum*. Les Allemands l'appellent *bergmehl* (farine de montagne); et les Italiens, *latte di luna* (lait de lune). Elle consiste, d'après l'analyse de Klaproth, en 79 silice, 5 alumine, 3 oxide de fer, 12 eau, et 1 de perte sur 100 parties. Sa composition est par conséquent presque la même que celle du *kieselguhr*,

BROCATELLE. Pierre calcaire ou marbre, composé de fragmens de quatre couleurs : blancs, gris, jaunes et rouges.

BRONZE. Métal mélangé, consistant principalement en cuivre, avec une petite proportion d'étain, et quelquefois d'autres métaux. On l'emploie pour fondre les statues, les

canons, les cloches, et autres objets dans chacun desquels la proportion des élémens varie.

BRONZITE. Ce minéral, qui est en masse, a un éclat demi-métallique, ressemblant souvent au bronze : sa couleur tient le milieu entre le brun jaunâtre et le brun pins-beck. Il est éclatant ; la cassure est lamelleuse, et les joints sont parallèles aux plans latéraux d'un prisme rhomboïdal. Les fragmens sont à surfaces rayées. Ce minéral est opaque en masse, mais transparent dans les lames minces. Sa raclure est blanche ; il est demi-dur, algre et aisément frangible. Sa pesanteur spécifique est 3,200. Il est composé de 60 silice, 27,5 magnésie, 10,5 oxide de fer, et 0,5 eau. On le trouve en masse considérable dans des lits de serpentine près de Kranbat, dans la Styrie supérieure ; et dans des roches syénitiques dans le Glen Tilt, dans le Perthshire.

BRUCINE. Alkali nouveau, nouvellement extrait, par MM. Pelletier et Caventon, de l'écorce de la *fausse augusture*, ou *BRUCEA ANTIDYSENTERICA*. Après avoir traité cette substance par l'éther sulfurique, pour lui enlever sa matière grasse, ils la soumirent à l'action de l'alcool. Le résidu sec de l'évaporation alcoolique fut traité par d'extrait de Goulard, ou dissolution de sous-acétate de plomb, afin de précipiter la matière colorante ; et l'excès de plomb fut ensuite séparé au moyen d'un courant d'hydrogène sulfuré. Le liquide alcalin, presque incolore, fut saturé par l'acide oxalique, et évaporé à siccité. La masse saline sèche, débarrassée par l'alcool absolu de toute matière colorante, fut alors décomposée par la chaux ou la magnésie, et la *brucine* se trouva mise à nu. On la fit dissoudre dans l'alcool bouillant, et on l'obtint en cristaux purs, en soumettant le liquide à une évaporation très-lente. Ces cristaux ainsi formés, sont des prismes obliques dont les bases sont des parallélogrammes. Lorsqu'ils se déposent par refroidis-

sement d'une dissolution saturée dans l'eau bouillante, ils sont sous forme de larges plaques, ayant l'apparence d'acide borique. La brucine se dissout dans 500 fois son poids d'eau bouillante et dans 850 fois son poids de ce liquide froid. La matière colorante de l'écorce augmente beaucoup sa solubilité.

La brucine a une saveur très-amère, âcre, et qui persiste long-temps dans la bouche. Administrée à la dose de quelques grains, elle est vénéneuse, et agit sur l'économie animale comme la strychnine, mais avec moins d'énergie. Elle n'est point affectée par l'air. Les cristaux secs chauffés à un degré tant soit peu supérieur à celui de l'eau bouillante, se fondent, et se prennent par le refroidissement en une masse ayant l'apparence de la cire. Soumis à l'action d'une forte chaleur, ils se réduisent en carbone, hydrogène et oxygène, sans aucune trace d'azote. La brucine se combine avec les acides, et forme des sels neutres et des sels acides. Le sulfate de brucine cristallise en longues aiguilles déliées, qui paraissent être des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides d'une extrême finesse. Il est très-soluble dans l'eau, et il se dissout facilement aussi dans l'alcool. Sa saveur est très-amère. Il est décomposé par la potasse, la soude, l'ammoniaque, la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie, la morphine et la strychnine. Le bisulfate cristallise plus facilement que le sulfate neutre. Ce dernier sel est formé de

Acide sulfurique. . . 8,84. . . 5

Brucine. 91,16. . . 51,582

Le muriate de brucine cristallise en prismes à quatre pans, terminés à chaque extrémité par une face oblique. Il est inaltérable à l'air, et très-soluble dans l'eau. L'acide sulfurique le décompose; l'acide nitrique concentré détruit la base de ces deux sels. Le muriate consiste en

Acide. 5,953. . . 4,575

Brucine. . . . 94,046. . . 72,5

Le phosphate de brucine est un sel cristallisable, soluble, et légèrement efflorescent. Le nitrate forme une masse ayant l'apparence de la gomme; et le binitrate cristallise en prismes aciculaires à quatre pans. Un excès d'acide nitrique décompose la brucine, et la convertit en une matière d'une belle couleur rouge. L'acétate et l'oxalate de brucine sont l'un et l'autre susceptibles de cristalliser. La brucine est insoluble dans l'éther sulfurique, et les huiles fixes; elle se dissout en très-petite quantité dans les huiles volatiles. Administrée intérieurement, elle occasionne le tétanos, et agit sur les nerfs, sans affecter le cerveau ou les facultés intellectuelles; son intensité d'action est douze fois plus faible que celle de la strychnine. D'après la discordance entre les nombres équivalens de la brucine déduits des analyses ci-dessus, on voit que son véritable nombre proportionnel reste encore à déterminer. (Voyez *Journal de Pharmacie*, décembre 1819.)

BRUNSWICK (*Vert de*). C'est un muriate ammoniacal de cuivre, dont on fait beaucoup d'usage pour les papiers de tenture, et dans les couleurs à l'huile. Voyez **CUIVRE**.

BUNT Kupferz. Mine de cuivre pourpre.

BYSSOLITE. Minéral en masse, en filameus courts et roides de couleur vert olive, qui se trouvent implantés perpendiculairement comme la mousse, sur la surface de certaines pierres. On l'a rencontré au pied du Mont-Blanc, et près d'Oisans, sur du gneis.

C

CACHOLONG. Ce minéral, qui forme une variété du quartz, est opaque, mat à sa surface, d'un éclat nacré à l'intérieur, fragile, avec cassure conchoïdale aplatie, et plus dur que l'opale. Ses couleurs sont le blanc de lait et le blanc jaunâtre

ou grisâtre. Il ne se fond point au chalumeau. Sa pesanteur spécifique est d'environ 2,2. Le cacholong se trouve en masses détachées dans la Bukarie, dans les roches de trap d'Islande, dans le Groënland, et aux îles Ferroé. On rencontre aussi, suivant M. Brogniart, des cacholongs à Champigny, près Paris, dans les cavités d'une brèche calcaire, dont quelques-uns sont durs et à cassure éclatante, tandis que d'autres sont tendres, légers, happant à la langue, et ressemblant à de la craie.

CACHOU. C'est une substance brune astringente, autrefois connue sous le nom de *Terre du Japon*. Elle est sous la forme d'un extrait sec, préparé avec le bois d'une espèce de sensitive, sous le nom de *mimosa cathecu*.

Sir H. Davy distingue deux espèces de cachou, le cachou de Bombay et le cachou du Bengale. Celui de Bombay est d'une texture uniforme, de couleur d'un brun rouge, et ayant une pesanteur spécifique de 1,39. Le cachou du Bengale est plus friable et d'une moindre consistance; il est, à l'extérieur, de couleur chocolat, et à l'intérieur de cette même couleur striée de brun rouge. Sa pesanteur spécifique est de 1,28. Ces deux espèces de cachou diffèrent peu l'une de l'autre dans leurs propriétés. Le cachou a une saveur astringente tirant sur le sucré. Il est presque entièrement soluble dans l'eau.

Sir H. Davy, qui fit l'analyse de ces deux espèces de cachou, en retira de 200 parties, savoir

De celui de Bombay :

Tannin.	109 parties.
Extractif.	68
Mucilage.	15
Matière insoluble, principalement formée de sable et de terre calcaire. .	10

De celui du Bengale :

Tannin.	97
-----------------	----

Extractif.	73
Mucilage.	16
Résidu formé de sable avec un peu de terres calcaire et alumineuse. . . .	14

Ce sont les parties les plus foncées de cette dernière espèce qui parurent fournir le plus de tannin, et les parties les plus claires le plus d'extractif. Les Indiens préfèrent le cachou de la couleur la moins foncée, qui probablement est plus doux, pour le mâcher avec le bétel.

De toutes les substances astringentes connues, le cachou est celle qui paraît contenir la plus grande proportion de tannin; et M. Purkis trouva qu'un kilogramme de cachou équivalait à 7 ou 8 kilogrammes d'écorce de chêne, pour le tannage des peaux.

Le cachou est recommandé en médecine comme puissant astringent, et dans ce cas on l'administre en teinture; mais sa dissolution aqueuse est moins irritante. Préparé avec de la gomme arabique et du sucre, en troches ou pastilles, son effet est, dit-on, d'éclaircir la voix, et son emploi est d'un avantage remarquable dans les maux de gorge.

CADMIUM. C'est le nom donné par M. Stromeyer, à un nouveau métal, qu'il découvrit, en 1817, dans du carbonate de zinc, qu'il eut alors l'occasion de soumettre à un examen particulier, à Hildesheim, dans le Hanôvre. On a trouvé depuis ce métal dans les silicates de zinc du comté de Derby, en Angleterre.

Le docteur Wollaston se procurait le cadmium par le procédé suivant: après avoir précipité, au moyen du fer, de la dissolution du sel de zinc supposé contenir du cadmium, toutes les autres substances métalliques qui pouvaient l'accompagner, il plongeait dans la liqueur, préalablement filtrée et claire, un cylindre de zinc. Le cadmium, s'il était présent, se déposait à l'état métallique; et en le redissolvant dans de l'acide my-

riatique, il manifestait, par l'application des réactifs convenables, les caractères qui lui sont particuliers.

M. Stromeyer obtint le cadmium, en faisant dissoudre dans l'acide sulfurique la substance qui contient ce métal, et en faisant passer dans cette dissolution un courant de gaz hydrogène sulfuré. Le précipité produit, étant lavé, est redissous dans l'acide muriatique concentré, et l'excès d'acide est chassé par évaporation. On dissout alors le résidu dans l'eau, et la dissolution est précipitée par du carbonate d'ammoniaque, dont on ajoute un excès pour redissoudre le zinc et le cuivre qui auraient pu être précipités par le gaz hydrogène sulfuré. Après avoir ensuite bien lavé le précipité de carbonate de cadmium, on le chauffe, pour le débarrasser de l'acide carbonique; et l'oxide qui reste est réduit à l'état métallique, en le mêlant avec du noir de fumée, et l'exposant ainsi à une chaleur modérément rouge dans une cornue de verre ou de terre.

Le cadmium est d'un beau blanc, avec une nuance légère de gris-bleuâtre, ce qui rapproche beaucoup sa couleur de celle de l'étain, métal auquel il ressemble par son éclat et sa propriété d'être susceptible de prendre le poli. Sa texture est compacte, et sa cassure hapiforme. Il cristallise aisément en octaèdres, et il présente sur sa surface, après refroidissement, l'apparence de feuilles de fougère. Ce métal est flexible, et cède facilement au couteau. Il est plus dur et a plus de ténacité que l'étain, et, comme ce dernier métal, il tache le papier, ou les doigts. Il est ductile ou malléable; mais lorsqu'il a été soumis pendant long-temps à l'action du marteau, il s'écaille en différens endroits. Sa pesanteur spécifique, avant d'avoir été écroui, est de 8,6040, et après, de 8,6944. Ce métal fond et se volatilise à une chaleur au-dessous de celle rouge. Sa vapeur, qui est inodore, peut se condenser en gouttes comme le mercure, et ces gouttes, en se refroidissant, offrent des traces distinctes de cristallisation.

Le cadmium s'altère aussi peu par son exposition à l'air

que l'étain. Chauffé avec le contact de l'air, il brûle aussi facilement que ce dernier métal, et passe à l'état d'une fumée, qui se résout en un oxide très-fixe d'un brun jaunâtre. L'acide nitrique le dissout facilement à froid; l'acide sulfurique étendu, l'acide muriatique, et même l'acide acétique, l'attaquent faiblement avec dégagement d'hydrogène. Les dissolutions sont incolores, et l'eau ne les précipite point.

Le cadmium ne forme qu'un seul oxide, dans lequel 100 parties du métal sont combinées avec 14,352 d'oxygène. Le nombre équivalent du cadmium, déduit de ce composé, semble se rapprocher de très-près de 7, et celui de l'oxide est 8. Cet oxide varie en couleur, suivant les circonstances, du jaune brunâtre à un brun foncé, et même au noirâtre. Mêlé avec du charbon, il se réduit très-rapidement avant la chaleur rouge. Il donne avec le borax un verre incolore transparent. Il est insoluble dans l'eau; mais, dans quelques circonstances, il forme un hydrate blanc, qui attire très-promptement l'acide carbonique de l'air, et qui, étant chauffé, abandonne son eau.

Les alcalis fixes ne dissolvent pas sensiblement l'oxide de cadmium; mais il est facilement dissous par l'ammoniaque; par l'évaporation de cette dissolution, l'oxide se précipite en un hydrate dense gélatineux. Avec les acides, il forme des sels, qui presque tous sont incolores, ayant une saveur acerbe métallique, généralement solubles dans l'eau, et présentant les caractères qui suivent :

1. Les alcalis fixes précipitent l'oxide à l'état d'un hydrate blanc. Ajoutés en excès, ils ne redissolvent pas le précipité, comme cela a lieu avec l'oxide de zinc.

2. L'ammoniaque précipite également l'oxide en blanc, et sans doute à l'état d'hydrate; mais un excès de l'alcali redissout aussitôt le précipité.

3. Les carbonates alcalins produisent un précipité blanc, qui est un carbonate anhydre. Le zinc donne, au contraire, dans les mêmes circonstances, un carbonate hydraté. Le

précipité formé par le carbonate d'ammoniaque n'est pas soluble dans un excès de cette dissolution. Le zinc manifeste des propriétés tout-à-fait différentes.

4. Le phosphate de soude donne lieu à un précipité blanc pulvérulent. Le précipité formé par le même sel dans les dissolutions de zinc, est en belles lames cristallines.

Le gaz hydrogène sulfuré et les hydro-sulfures précipitent le cadmium en jaune ou orangé. Ce précipité ressemble un peu par sa couleur à l'orpiment, avec lequel on pourrait le confondre, si l'on n'y faisait pas suffisamment attention; mais on peut l'en distinguer par son état plus pulvérulent, et sa précipitation plus rapide. Il en diffère surtout par sa facile dissolubilité dans l'acide muriatique, et à raison de sa fixité.

6. Le prussiate de potasse ferrugineux précipite les dissolutions de cadmium en blanc.

7. L'infusion de noix de galle n'y produit aucun changement.

8. Le zinc précipite le cadmium à l'état métallique, sous la forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc.

Le carbonate de cadmium consiste, d'après M. Stro-meyer, en

Acide. . . .	100,00. . .	25,4. . .	2,750
Oxide. . . .	292,88. . .	74,6. . .	8,054
		100,0	

Le sulfate cristallise en gros prismes rectangulaires trans-parens, ressemblant à ceux de sulfate de zinc, et très-solubles dans l'eau. Ce sulfate est efflorescent à l'air. A une forte chaleur rouge, il abandonne une portion de son acide, et devient un sous-sulfate neutre, qui cristallise en paillettes, se dissolvant difficilement dans l'eau. Le sulfate neutre est composé de

Acide. . . .	100,00. . .	58,5. . .	5,000
Oxide. . . .	161,12. . .	61,7. . .	8,056

100 parties du sel prennent 34,26 parties d'eau de cristallisation.

Le nitrate de cadmium cristallise en prismes ou en aiguilles ordinairement groupées en rayons. Il est déliquescent. Ses parties constituantes sont :

Acide. . . .	100,00. . .	46. . .	6,75000
Oxide.. . .	117,58. . .	54. . .	7,93668
			100

100 parties du sel sec prennent 28,51 parties d'eau de cristallisation.

Le muriate de cadmium cristallise en petits prismes rectangulaires, parfaitement transparents, qui, étant chauffés, s'effleurissent facilement, et qui sont très-solubles. Ce sel se fond avant la chaleur rouge, perd son eau de cristallisation, et prend, en refroidissant, la forme d'une masse feuilletée transparente, ayant un éclat légèrement métallique et nacré. A l'air, il perd promptement sa transparence, et tombe en une poussière blanche. 100 parties du chlorure fondu sont formées de

Cadmium. . .	61,39. . .	7,076
Chlore. . . .	38,61. . .	4,450
		100,00

Le phosphate de cadmium est pulvérulent, insoluble dans l'eau, et se fond, à la chaleur rouge, en un corps vitreux transparent. Ce sel consiste dans :

Acide.	100,0 . . .	3,54
Oxide.	225,49. . .	8,00

Le borate de cadmium est à peine soluble dans l'eau ; il se compose de

Acide.. . . .	27,88. . .	3,079
Oxide.	72,12. . .	8,00
		100,00

L'acétate de cadmium cristallise en petits prismes, ordinairement disposés en étoiles, qui ne s'altèrent point à l'air; et sont très-solubles dans l'eau. Le tartrate cristallise en petites aiguilles à peine solubles. L'oxalate est insoluble.

Le citrate forme une poussière cristalline très-peu soluble.

100 parties de cadmium s'unissent à 28,172 parties de soufre, et cette union forme un sulfure de couleur jaune tirant à l'orangé. Ce sulfure est très-fixe au feu. Ce n'est qu'à la chaleur d'un rouge blanc qu'il se fond; et en refroidissant, il cristallise en lames micacées de la plus belle couleur jaune-citron. Il se dissout, même à froid, dans l'acide muriatique concentré, avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré; mais cet acide étendu a peu d'action sur lui, même à l'aide de la chaleur. On produit beaucoup mieux la formation de ce sulfure, en faisant chauffer un mélange de soufre et d'oxide de cadmium, ou en précipitant un sel de cadmium par l'hydrogène sulfuré. Ce sulfure peut être d'un emploi avantageux dans la peinture.

Le phosphore de cadmium, obtenu en faisant fondre ensemble le métal et le phosphore, a une couleur grise avec un éclat faiblement métallique. L'acide muriatique le décompose avec dégagement de gaz hydrogène phosphoré.

L'iode se combine avec le cadmium, aussi bien par la voie sèche que par la voie humide. Cette combinaison, par l'un et l'autre mode, produit un iodure en grandes et belles tables hexaèdres. Ces cristaux sont incolores, transparens et inaltérables à l'air; leur éclat est nacré, se rapprochant de l'éclat métallique. Cet iodure se fond avec une extrême facilité, et il reprend, en refroidissant, sa première forme de cristaux. A une température élevée, il se résout en cadmium et en iode. L'eau et l'alcool le dissolvent facilement. Cet iodure est composé de

Cadmium.	100,00.	8,000
Iode.	227,43.	18,1984

Le cadmium s'unit aisément avec la plupart des métaux, lorsqu'on le chauffe avec eux sans le contact de l'air. Ses alliages sont, pour le plus grand nombre, cassans et incolores.

L'alliage de cuivre et de cadmium est blanc, avec une légère teinte de jaune. Sa texture est composée de très-petites lames. $\frac{1}{100}$ de cadmium communique encore beaucoup d'aigreur au cuivre. A une forte chaleur, le cadmium se volatilise entièrement. La tutie contient ordinairement de l'oxide de cadmium. L'alliage de cuivre et de cadmium est formé de

Cuivre.	100
Cadmium.	84,2

L'alliage de platine et de cadmium ressemble beaucoup au cobalt arsenical. Sa couleur est presque le blanc d'argent. 100 parties de platine se combinent avec 117,5 parties de cadmium.

Le cadmium s'unit facilement au mercure à froid. Il en résulte un amalgame d'un beau blanc d'argent, d'une texture grenue, qu'on peut obtenir cristallisé en octaèdres. Sa pesanteur spécifique est plus grande que celle du mercure. Cet alliage fond à 55 degrés centigrades. Il consiste dans 100 mercure, 27,78 cadmium.

Le docteur Clarke trouva dans 100 parties du silicate de zinc fibreux du comté de Derby, en Angleterre, environ $\frac{1}{100}$ de partie de sulfure de cadmium, ce qui s'accorde avec les expériences du docteur Wollaston et de M. Children.

CAFÉ. Les semences du *coffea arabica* sont renfermées dans une fève ovale, recouverte d'une enveloppe pulpeuse, le tout ressemblant à une cerise. Lorsque le fruit est mur, on le laisse fermenter légèrement, ce qui permet de détacher plus facilement la pulpa de dessus les semences. Après quoi, on les lave, on les sèche bien au soleil, et on les débarrasse. en les vannant, de toute membrane adhérente. Outre le principe

amer particulier décrit à l'article ci-après *Caféine*, le café contient encore plusieurs autres produits végétaux. Suivant Cadet, 64 parties de café brut contiennent : gomme 8, résine 1, extrait et principe amer 1, acide gallique 3,5, albumine 0,14, matière fibreuse insoluble 43,5, perte 6,86. Herman retira de 1920 parties de café, savoir :

	Café du Levant.	Café de la Martinique.
Résine.	74	68
Extractif.	320	310
Gomme.	130	144
Matière fibreuse. . . .	1335	1386
Perte.	61	12
	1920	1920

On n'a point encore déterminé la nature du principe volatil aromatique développé dans le café par la torréfaction. Les Hollandais, habitants de Surinam, augmentent le parfum de leur café, en le laissant suspendu dans des sacs, pendant deux années, dans une atmosphère sèche; ils ne font jamais usage de café récent.

Le café est diurétique, sédatif, et ses effets détruisent ceux de l'opium. On peut l'administrer comme médicament en une forte infusion, et il est meilleur froid. Il est particulièrement utile dans l'asthme spasmodique, et l'on a recommandé son emploi dans la gangrène des extrémités, causée par excès de boisson.

CAFÉINE OU PRINCIPE AMER DU CAFÉ. En ajoutant du muriate d'étain à une infusion de café non brûlé, M. Chenevix obtint un précipité, qu'il décomposa, après l'avoir lavé, par de l'hydrogène sulfuré. La liqueur surnageante contenait un principe amer particulier, qui précipitait en vert les dissolutions de fer concentrées. Cette liqueur, évaporée à siccité, laissa pour résidu une substance jaune, demi-transparente comme de la corne. Elle n'attirait pas l'humidité de l'air,

mais elle se dissolvait dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution avait une saveur amère agréable, et les alcalis la coloraient en un rouge grenat. Cette substance est un réactif pour le fer, presque aussi sensible que l'infusion de noix de galle; cependant la gélatine ne forme point avec elle de précipité.

CAILLÉ. On appelle ainsi le coagulum qui se sépare du lait par l'addition d'un acide ou autres substances. (*Voyez* Lait.

CALAMINE. On appelle ainsi le carbonate natif de zinc.

CALCÉDOINE. Minéral ainsi nommé de Calcédon, dans l'Asie mineure, où il fut trouvé dans les temps anciens. Il y a plusieurs espèces de ce minéral, telles que la calcédoine commune, l'héliotrope, la chrisopase, le plasma, l'onyx, la cornaline et la sardonyx.

La calcédoine commune se présente sous les couleurs diverses de blanc, gris, jaune, brun, vert et bleu. La variété brun-noirâtre paraît, en regardant à travers le minéral, passer au rouge de sang. On trouve cette espèce en morceaux arrondis, uviformes, stalactiformes, portant des impressions organiques; elle se rencontre aussi en filons et en masse. Sa cassure est unie, quelquefois conchoïde aplatie, ou esquilleuse. Cette calcédoine est demi-transparente, plus dure que la pierre à fusil. Sa pesanteur spécifique est de 2,6; elle n'est pas fusible. On peut la considérer comme étant de la silice pure avec une très-petite portion d'eau. On en trouve de très-beaux échantillons dans la mine de Trévasque, dans le Cornouailles. Elle se rencontre aussi dans la pierre de cra-paud du comté de Derby, dans les roches de trap du comté de Fife, du Penslandhills, des îles de Mull, Rum, Sky, et autres des îles Hébrides d'Écosse; on la voit aussi en Islande, et dans les îles Féroé.

CALCHANTUM. Nom donné par Pline à la couperose bleue (deuto-sulfate de cuivre).

CALCINATION. Les résidus fixes des matières susceptibles de combustion, et qui l'ont éprouvée, s'appellent dans le langage ordinaire, cendres ou chaux, ou plus communément aujourd'hui, dans celui des chimistes, oxides; et la combustion, lorsqu'on la considère sous le rapport de ces résidus qu'elle a produit, se nomme calcination. Dans ce sens général, on s'est également servi de ce terme, dans les cas où des corps n'étant pas effectivement combustibles, sont dépouillés de quelques-uns de leurs principes par la chaleur. C'est ainsi que nous appelons calcination de la craie l'opération au moyen de laquelle on la convertit en chaux, en en chassant l'acide carbonique et l'eau. Il en est de même du gypse ou pierre à plâtre, de l'alun, du borax et autres corps salins, lorsqu'ils ont été dépouillés de leur eau, de cristallisation; des os, et autres corps divers, lorsqu'ils ont perdu, en les traitant de la même manière, leurs parties volatiles. (*Voyez COMBUSTION et OXIDATION.*)

CALCIUM. On a nommé ainsi la base métallique de la chaux. Sir Humphry Davy, à qui est due la découverte de ce métal, l'obtint par le procédé au moyen duquel il était parvenu à se procurer le *barium*, mais en si petites quantités, qu'il y aurait peu de chose à dire sur la nature de ce métal. Il paraissait être plus léger et plus blanc que le barium ou le strontium, et il brûlait, par son exposition à une chaleur médiocre, en produisant de la chaux sèche.

Il n'y a qu'une seule combinaison connue du calcium avec l'oxygène; et cette combinaison est la substance importante appelée chaux. La nature de cette substance est prouvée par le phénomène de la combustion du calcium, le métal se transformant dans cette terre par l'absorption du gaz oxygène. Lorsque l'amalgame de calcium est mis dans l'eau, il

se dégage du gaz hydrogène, et l'eau devient une dissolution de chaux. M. Berzelius essaya de déterminer la proportion d'oxygène dans la chaux, en comparant, dans des expériences de cette sorte, la quantité d'hydrogène dégagé avec la quantité de chaux formée. On peut aussi acquérir, par l'analyse, la preuve de la nature de la chaux. En faisant traverser cette terre, mise à l'état d'ignition au blanc, par du potassium en vapeur, sir Humphry Davy trouva que le potassium se transformait en potasse, et qu'il existe, engagée dans cette potasse, une substance d'un gris foncé, avec éclat métallique, qui est le calcium, dépouillé en totalité ou en partie d'oxygène; car elle fait vivement efflorescence, et forme, par l'action de l'eau, une dissolution de chaux.

On se procure ordinairement la chaux, pour les opérations de chimie, du marbre de l'espèce la plus blanche, ou du spath calcaire, par une longue exposition de ces corps à une forte chaleur rouge. C'est une substance blanche, médiocrement dure, d'une pesanteur spécifique de 2.3. Elle exige pour sa fusion un degré intense de chaleur, et l'on n'est point encore parvenu à la volatiliser. Sa saveur est caustique, astringente et alcaline; elle est soluble dans 450 parties d'eau, suivant sir Humphry Davy; et selon d'autres chimistes, dans 760 parties. La dissolubilité n'est point augmentée par la chaleur. Si l'on arrose d'un peu d'eau seulement de la chaux récemment faite, cette eau est rapidement absorbée, avec développement de beaucoup de chaleur, et dégagement de vapeur. Cet effet est ce qui constitue le phénomène appelé extinction de la chaux. La chaleur provient, suivant l'explication qu'en donne le docteur Black, de la consolidation de l'eau liquide dans la chaux, formant un *hydrate*, ainsi qu'on appelle actuellement la chaux éteinte. C'est un composé de 3,56 parties de chaux, avec 1,125 d'eau, ou à très-peu-près dans le rapport de 3 de chaux à 1 d'eau. Cette eau peut en être chassée par une chaleur rouge, et, par conséquent, elle n'adhère pas à la chaux avec la même énergie qu'à la baryte

et à la strontiane. L'eau de chaux est astringente, et un peu âcre au goût; elle change en vert les couleurs bleues végétales, les jaunes en brun, et elle rétablit la couleur pourpre ordinaire du tournesol rougi par un acide. Lorsque de l'eau de chaux reste exposée à l'air, elle attire par degrés l'acide carbonique, devient un carbonate insoluble, et l'eau de chaux n'est plus que de l'eau pure. Si l'on place de l'eau de chaux dans une capsule sous le récipient de la machine pneumatique où se trouve renfermée une soucoupe remplie d'acide sulfurique concentré, l'eau sera par degrés enlevée à la chaux, qui se solidifiera en petits cristaux prismatiques hexaédres.

M. Berzelius essaya de déterminer le nombre équivalent pour le calcium d'après la proportion d'oxygène avec laquelle il se combine pour former la chaux; mais ses résultats ne peuvent être considérés, à raison des difficultés de l'expérience, que comme des approximations. L'équivalent pour la chaux, ou oxide de calcium, peut être établi, avec une précision rigoureuse, au moyen de mon instrument pour l'analyse des carbonates. J'ai trouvé, à l'aide de cet instrument, que 100 parties de carbonate de chaux consistent dans 43,60 parties d'acide carbonique + 56,40 chaux, d'où les proportions d'équivalent sont 2,75 acide + 3,562 base.

Si, après avoir introduit un morceau de phosphore dans un tube de verre, à son extrémité inférieure fermée, on remplit la partie du milieu de ce tube de petits morceaux de chaux, gros à-peu-près comme des pois; et si alors ayant fait rougir la chaux, on la fait traverser par la vapeur du phosphore mis à cet état, en chauffant l'extrémité du tube, il se formera un composé d'un brun foncé appelé phosphure de chaux. Ce composé, dont il n'a pas été fait une analyse exacte, consiste probablement dans 1,5 phosphore + 3,56 chaux. Lorsqu'on le projette dans de l'eau, il se dégage du gaz hydrogène phosphoré en petites bulles qui viennent successivement faire explosion à la surface de l'eau, à mesure qu'elles y brûlent.

On forme du sulfure de chaux, en faisant fondre dans un creuset couvert un mélange de chaux et de soufre. La masse est de couleur rougeâtre et très-âcre. Elle est déliquescente à l'air, et y prend une nuance d'un jaune verdâtre. Lorsqu'on met cette masse dans l'eau, il se produit aussitôt un sulfure hydrogéné de chaux. On peut former directement ce composé liquide, en faisant bouillir dans de l'eau un mélange de soufre et de chaux. Ce composé a une action corrosive sur les corps animaux, et c'est un réactif puissant pour précipiter les métaux de leurs dissolutions. Le sulfure de chaux solide consiste probablement dans 2 soufre + 3,56 chaux.

Si l'on chauffe fortement de la chaux en contact avec du chlore, l'oxygène est chassé, et le chlore absorbé. Par chaque quantité de deux parties en volume de chlore qui disparaît, il y a une partie d'oxygène séparée. En évaporant à siccité du muriate de chaux liquide, et en faisant rougir le résidu, on obtient la même substance, ou du chlorure de chaux. C'est un composé cristallin demi-transparent, d'une saveur très-amère, fusible à une forte chaleur rouge. Ce chlorure n'est pas conducteur de l'électricité; il absorbe rapidement l'eau de l'atmosphère, et il est extrêmement soluble dans l'eau (voyez ACIDE MURIATIQUE) : il consiste dans 2,56 calcium + 4,45 chlore = 7,01. Le chlore se combine aussi avec l'oxide de calcium ou chaux, formant la substance très-importante dont on fait usage dans le blanchiment, sous le nom d'oximuriate de chaux, mais dont la dénomination plus correcte est celle de chlorure de chaux.

J'entrepris, il y a plusieurs années, une suite d'expériences fatigantes, et plus encore insalubres, de synthèse et d'analyse sur le chlorure de chaux. Je soumis, en 1816, au docteur Henry; quelques-uns des résultats de ces expériences détaillées dans un essai manuscrit sur l'alcalimétrie, et autres objets se rapportant au blanchiment. M'étant occupé, depuis cette époque, de l'extension à donner à mes nouvelles méthodes de recherche chimique, j'ai différé de publier ces

expériences jusqu'à ce que mon plan de travail ait pu être complété. En attendant, j'observerai ici que la chaux éteinte absorbe avec avidité le chlore, quoique la chaux non éteinte condense à peine aux températures ordinaires une quantité appréciable du gaz sec. Sous une très-faible pression, l'hydrate de chaux peut condenser presque son propre poids de chlore, ou $3,56 \text{ chaux} + 1,125 \text{ eau} = 4,685$, se combinant avec 4,45 de chlore. Il s'ensuit, que c'est en réalité un chlorure de chaux, et non un sous-bichlorure, ainsi que le docteur Thomson et M. Dalton l'ont trop précipitamment inféré, d'après des échantillons du commerce, altérés par le transport, et pour avoir été gardés. Et en effet, comme il n'est pas de l'intérêt du manufacturier de faire un composé si riche et si pur, lorsqu'il peut se le procurer au prix marchand pour ce qu'il contient, un tiers ou un quart seulement de chlore, il est absurde de prendre un article de commerce comme étalon chimique ou combinaison équivalente. Dans ma première suite d'expériences, je pris un certain poids de chaux pure, et après l'avoir éteinte, je la saturai avec du chlore pur. Je recherchai ensuite, par l'analyse, les proportions de chaux, d'eau et de chlore existant dans le composé. La synthèse et l'analyse s'accordaient très-bien. Mais le chlorure change lentement de nature, par le dégagement d'oxygène, en vertu de l'affinité supérieure du chlore pour le calcium. Il suit de là, aussi bien que de négligence ou de fraude dans la manufacture, que le chlorure de chaux est toujours mêlé avec plus ou moins du muriate ordinaire. Il est impossible, par cette raison, ainsi que par celle assignée par M. Gay-Lussac, dans sa judicieuse critique du Mémoire du docteur Thomson sur l'oximuriate de chaux, d'inférer le pouvoir blanchissant, ou de l'analyser, en se servant de nitrate d'argent. Ce moyen d'essai fait juger le pouvoir le *plus fort* en fait, lorsqu'il est le *plus faible*, ou lorsque l'oximuriate a passé, dans le langage du manufacturier, à l'état du muriate ordinaire. Il n'est pas non plus possible d'analyser le chlorure avec quelque

précision, par son exposition à la chaleur, et en mesurant l'oxygène chassé, parce qu'il se sépare en-même-temps des portions variables de chlorure dans des états très-incertains de combinaison. Il y a lieu de s'étonner qu'un chimiste d'une aussi haute réputation que le docteur Thomson ait pu jamais faire choix de nitrate d'argent pour l'analyse des chlorures mélangés de chaux et de calcium.

En faisant l'expérience par la synthèse, il faut maintenir froid l'hydrate de chaux, autrement la chaleur produite par l'union chimique peut très-facilement chasser de l'oxygène de la chaux, et donner naissance à du chlorure de calcium. M. Dalton conseille l'emploi de dissolution de couperose verte (sulfate de fer) dans l'analyse de la poudre de blanchiment. Il recommande d'en ajouter jusqu'à ce que toute l'odeur de chlore ait disparu, et de mesurer ensuite la quantité de couperose employée. Je fis l'essai de cette méthode, et il pensa m'en coûter la vie. Ayant opéré à plusieurs reprises et avec une grande application, le mélange sous le nez, et ne pouvant ainsi éviter de respirer le chlore dégagé par le sulfate de fer, mes poulmons en furent douloureusement et dangereusement affectés.

La poudre ci-dessus de blanchiment contient ordinairement une quantité considérable de chaux non-saturée; on l'évalue aisément, en mettant cette poudre en digestion dans de l'eau, et en filtrant la liqueur. On pouvait s'attendre que je donnerais actuellement une nouvelle méthode d'analyse; mais le désir de la vérifier par quelques expériences de plus et d'une autre espèce, expériences que je n'ai pas eu jusqu'à présent le loisir de faire, me porte à en différer, quant à présent, l'exposé. On trouvera, à l'article CHAUX, quelques observations sur les usages de cette substance.

Si après avoir évaporé à siccité l'hydriodate de chaux liquide, on chauffe doucement le résidu, il reste un iodure de calcium. Cet iodure n'a été appliqué à aucun usage.

CALCUL ou PIERRE. On appelle généralement ainsi toutes

concrétions dures, n'étant pas de nature osseuse, formées dans les corps d'animaux. Parmi ces concrétions, la plus importante, comme donnant lieu à l'une des plus douloureuses maladies qui puisse affecter la nature humaine, est le *calcul urinaire*, ou pierre dans la vessie. Il entre accidentellement, dans la composition de ce calcul, différentes substances, dont celle qui en fait le plus ordinairement partie est l'acide lithique ou urique.

Si l'on en excepte les observations originales de Schéele sur l'acide urique ou lithique, tout ce qui a été découvert relativement aux concrétions urinaires, est dû au docteur Wollaston; découvertes si curieuses et si importantes, qu'elles suffiraient pour mériter à ce savant la gratitude du genre humain. Elles ont été pleinement confirmées par les recherches subséquentes de Fourcroy et de M. Vauquelin, de M. Brande, et des docteurs Henry, Marcet et Prout. Le docteur Marcet, dans son dernier Essai si important sur l'histoire obimique des Calculs, et le Traitement médical des Affections calculeuses, classe les concrétions urinaires en neuf espèces, comme suit : savoir :

1. Le calcul d'acide urique.
2. Le calcul de phosphate ammoniaco-magnésien.
3. Le calcul terre d'os, consistant principalement en phosphate de chaux.
4. Le calcul fusible, mélange des première et deuxième espèces.
5. Le calcul mural, ou d'oxalate de chaux.
6. Le calcul cystique; oxide cystique du docteur Wollaston.
7. Le calcul alternant, composé de couches alternantes d'espèces différentes.
8. Le calcul composé, dont les ingrédients sont mêlés si intimement, qu'ils ne peuvent être séparés que par l'analyse chimique.
9. Le calcul de la glande prostate, que les recherches du docteur Wollaston ont prouvé être du phosphate de chaux,

en codèches non distinctes, et teint par la sécrétion de la glande prostate.

A ces neuf espèces de calculs, le docteur Marcet a ajouté deux sous-espèces nouvelles. La première semble avoir d'abord quelque ressemblance avec l'oxide cystique, mais elle présente quelques caractères qui l'en distinguent. Le résidu de sa dissolution nitrique est d'un jaune citron clair, et ce résidu est formé de lames. Mais l'oxide cystique n'est pas lamelleux, et sa dissolution nitrique laisse un résidu blanc. Quoique l'oxide cystique et le nouveau calcul soient l'un et l'autre solubles dans les acides aussi bien que dans les alcalis, cependant l'oxide se dissout dans les acides en plus grande proportion que le calcul auquel, d'après son résidu jaune, le docteur Marcet a donné le nom d'oxide *xantique*. L'autre nouveau calcul du docteur Marcet fut reconnu avoir les propriétés de la fibrine du sang, dont il semble être un dépôt, et en conséquence, il le nomma *calcul fibrineux*.

ESÈCE 1.^{re} — *Calculs d'acide urique*. Le docteur Henry, dans son mémoire instructif sur les concrétions morbifiques urinaires et autres, lu en mars 1819, à la Société médicale de Londres, annonce que jamais encore l'occasion ne s'était présentée à lui d'examiner des calculs composés de cet acide dans un état de pureté absolue. Ils contiennent environ neuf dixièmes de l'acide pur, accompagné d'urée et d'une matière animale, qui n'est pas de la gélatine, mais dont la nature est albumineuse. Cette matière ne doit cependant pas être considérée comme ciment. L'aggrégation du calcul résulte de cette action de cohésion de l'acide urique lui-même. La couleur des calculs d'acide urique est jaunâtre, ou d'un brun rougeâtre, ayant l'aspect du bois. Ils sont ordinairement à surface polie, à tissu lamelleux ou rayonné, et ils consistent dans des particules fines bien serrées. Leur pesanteur spécifique varie de 1,3 à 1,8. Ils se dissolvent dans les lessives alcalines, sans émission d'odeur d'ammoniaque; et traités au chalumeau, ils exhalent celle de corne. On pourra juger

combien les calculs d'acide urique se rencontrent fréquemment relativement aux autres, par l'état suivant. De 150 calculs examinés par M. Brande, 16 étaient composés entièrement de cet acide, et il existait dans presque tous les autres en plus ou moins grande proportion. Fourcroy et M. Vanquelin reconnurent la présence de cet acide dans le plus grand nombre des 500 calculs qu'ils soumettre à l'analyse. Tous ceux sur lesquels Schéele opéra, ne consistaient que dans cet acide seulement; et 500, analysés par le docteur Pearson, le contenaient dans une plus ou moins grande proportion. Cet acide urique constitue, suivant le docteur Henry, 10 concrétions urinaires sur 26, à l'exclusion des calculs alternans; et M. Brande a dernièrement établi que de 58 cas de calculs des reins, 51 étaient de l'acide urique, 6 de l'acide oxalique et 1 de l'oxide cystique.

ESPÈCE 2. *Calcul de phosphate ammoniaco-magnésien.* —

Il est blanc comme de la craie, et friable entre les doigts. Il est souvent recouvert de cristaux en dent de chien, et composé de couches demi-cristallines. Ce calcul est *insoluble* dans les alcalis; mais les acides nitrique, muriatique et acétique le dissolvent. Suivant le docteur Henry, les phosphates terreux, comprenant les deuxième et troisième espèces, étaient au nombre total de concrétions, dans le rapport de 10 à 85. M. Brande observe avec raison, dans le seizième numéro de son Journal, que l'urine a, dans tous les temps, de la tendance à déposer le phosphate triple sur tout corps quelconque sur lequel elle passe, ce qui fait que les canaux qui charrient l'urine, sont souvent incrustés de cristaux réguliers de ce sel triple; et dans les cas où des corps étrangers se sont formés dans la vessie, ils sont souvent devenus, dans un court espace de temps, considérablement grossis par le dépôt de la même substance. Lorsqu'on chauffe fortement au chalumeau ce calcul, ou ceux incrustés de ses particules demi-cristallines, il y a dégagement d'ammoniaque, et il s'opère une fusion imparfaite. Cependant, lorsqu'il y a présence de

phosphate calcaire, la concrétion se fond aisément. Il est très-rare de trouver des calculs formés *entièrement* de phosphate ammoniaco-magnésien. M. Brande n'en a vu que deux. Ils étaient cristallisés sur la surface, et leur cassure était un peu feuilletée. Dans son état de pureté, ce calcul est même rare comme incrustation. La poudre du calcul de phosphate d'ammoniaque est d'un blanc brillant, d'une saveur faiblement sucrée, et un peu soluble dans l'eau. Fourcroy et M. Vauquelin supposent que les dépôts dont il est question, résultent d'un commencement de putréfaction de l'urine dans la vessie. Il est certain que le phosphate triple est abondamment précipité, dans de semblables circonstances, de l'urine, hors du corps.

ESPÈCE 3. *Le calcul terre-d'os.* Sa surface est généralement, d'après le docteur Wollaston, d'un brun pâle à sa surface, qui est lisse; et scié par le travers, ce calcul paraît être d'une texture lamelleuse, se séparant aisément en croûtes concentriques. Quelquefois aussi, chaque lame est striée dans une direction perpendiculaire à la surface, et par un assemblage d'aiguilles cristallines. Il est difficile d'opérer la fusion de ce calcul au chalumeau, mais il se dissout aisément dans l'acide muriatique étendu, d'où il peut être précipité par l'ammoniaque : cette espèce, telle qu'elle a été décrite par Fourcroy et M. Vauquelin, était blanche, sans éclat, friable, tachant les mains, le papier et le linge; Elle avait beaucoup de l'aspect crayeux; elle se brisait sous la pince, et était intimement mêlée avec une matière gélatineuse, qui restait sous forme membraneuse lorsque le sel terreux était séparé par de l'acide muriatique étendu. Le docteur Henry observe qu'il n'a jamais pu reconnaître un calcul de phosphate de chaux pur dans aucune des collections qu'il a eu l'occasion d'examiner; il n'avait non plus jamais trouvé à l'état de pureté l'espèce précédente, quoiqu'il existât dans la collection de M. White, un calcul contenant plus de 90 pour 100 de phosphate ammoniaco-magnésien.

ESPÈCE 4. *Calcul fusible.* — C'est une concrétion très-

friable, de couleur blanche, ressemblant en apparence, et par sa texture, à la craie; elle se sépare souvent en couches ou lames, et présente à l'intérieur un aspect luisant, dû à un mélange des cristaux du phosphate triple. La pesanteur spécifique de ce calcul est de 1,14 à 1,47. Il est soluble dans les acides muriatique et nitrique, mais les lessives alcalines ne le dissolvent pas. Le noyau est généralement d'acide urique. Le docteur Henry ne trouva que dans 4 cas seulement sur 187, le calcul composé dans toute sa substance des phosphates terreux. L'analyse du calcul fusible se fait aisément au moyen du vinaigre distillé, qui, à une chaleur médiocre, dissout le phosphate ammoniaco-magnésien, mais sans attaquer le phosphate de chaux. Ce dernier peut être enlevé par de l'acide muriatique étendu. S'il y a présence d'acide urique, il restera, et l'on pourra le reconnaître à sa solubilité dans l'eau de potasse ou de soude caustiques; ou bien l'acide urique peut être d'abord séparé par l'alcali, qui chasse l'ammoniaque, et laisse le phosphate de magnésie et de chaux.

ESÈCE 5. Calcul mural. — La surface de ce calcul est tuberculeuse. Sa couleur est le brun rougeâtre foncé; quelquefois il s'en présente de couleur brun pâle, d'une texture cristalline, et recouverte de cristaux octaèdres comprimés. Ce calcul a ordinairement la densité et la dureté de l'ivoire. Sa pesanteur spécifique varie de 1,4 à 1,98. Il exhale, étant scié, l'odeur de sperme. Une chaleur rouge modérée le convertit en carbonate de chaux. Il ne se dissout point dans les lessives alcalines, mais lentement et avec difficulté dans les acides. Lorsque ce calcul est évacué directement du rein, il est de couleur d'un brun grisâtre, composé de petits globules, quelquefois à surface polie, ressemblant à des grains de che-nevis. On les distingue aisément, en ce qu'ils sont insolubles dans l'acide muriatique, et qu'étant traités au chalumeau, ils se boursoufflent en passant à l'état de chaux pure. Les calculs muraux contiennent toujours, outre l'oxalate de

chaux, d'autres substances qui y sont mêlées. Ce sont de l'acide urique, du phosphate de chaux, et de la matière animale en flocons, de couleur sombre, couleur probablement due à du sang dont ces calculs se sont chargés. Le docteur Henry établit de 1 à 17 le rapport de fréquence des calculs de cette espèce sur la totalité de ceux qu'il a pu comparer entre eux; et sur 187 calculs, il en trouva 17 qui étaient formés de *noyaux* arrondis d'oxalate de chaux.

ESÈCE 6. Calcul d'oxide cystique. — Ce calcul ressemble un peu à celui de phosphate ammoniaco-magnésien, ou plus exactement à la pierre calcaire magnésienne. Il est un peu difficile à couper, et il a un éclat gras particulier. Sa couleur ordinaire est le brun pâle, tirant au jaune paille, et sa texture est irrégulièrement cristalline. Il s'unit en dissolution aux acides et aux alcalis, en cristallisant avec les uns et les autres. L'alcool le précipite de l'acide nitrique; il ne rougit pas avec l'acide nitrique, et ne produit aucun effet sur les couleurs bleues végétales. L'eau ne peut le dissoudre, non plus que l'alcool ni l'éther. La chaleur le décompose en carbonate d'ammoniaque et en huile, laissant un très-petit résidu de phosphate de chaux. Cette concrétion se rencontre très-rarement. Le docteur Henry établit au total sa fréquence à 19 sur 985. Dans deux qu'il examina, le noyau était de la même substance que le surplus de la concretion; et dans une troisième, le noyau d'un calcul d'acide urique était un petit globule d'oxide cystique. Il s'ensuit, ainsi que l'a remarqué le docteur Marcet, que cet oxide paraît être en réalité produit dans les reins, et ne prendrait pas, ainsi que son nom le donnerait à entendre, naissance dans la vessie. Ce calcul pourrait être convenablement appelé *oxide renal*, dans le cas où le savant distingué qui en a fait la découverte, le jugerait ainsi.

ESÈCE 7. — Calcul alternant. La surface de ce calcul est ordinairement blanche comme la craie, et friable ou demi-cristalline, suivant que son enveloppe extérieure est le phos-

phate calcaire ou le phosphate ammoniaco-magnésien. Ces concrétions sont souvent de grande dimension et contiennent un noyau d'acide urique. Quelquefois les deux phosphates forment des couches alternantes autour du noyau. Les calculs des phosphates sont le plus ordinairement ceux qui alternent ainsi en couches. Après eux viennent ceux d'oxalate de chaux avec phosphates. Ensuite d'oxalate de chaux avec acide urique; enfin ceux dans lesquels les trois substances alternent. Le calcul alternant se rencontre, au total, dans le rapport de 10 sur 25 dans la liste du docteur Henry, et l'acide urique avec phosphates est dans celui de 10 à 48, l'oxalate de chaux avec phosphates dans le rapport de 10 à 116; l'oxalate de chaux avec acide urique comme 10 à 170, et l'oxalate de chaux avec acide urique et phosphates, comme 10 à 265.

ESÈCE 8. — *Calcul composé.* Il consiste dans un mélange d'acide urique avec les phosphates en proportions variables; et par conséquent il varie dans son aspect. Quelquefois les couches alternantes sont si minces qu'on ne peut les distinguer à la vue, et alors on ne peut déterminer la nature de ces concrétions que par l'analyse chimique. Cette espèce est dans la liste du docteur Henry, dans le rapport de 10 sur 235. Le quarantième environ des calculs examinés par Fourcroy et M. Vauquelin consistait dans des calculs composés.

ESÈCE 9. Cette espèce a déjà été décrite.

On peut découvrir dans presque tous les calculs un noyau central assez petit pour être descendu le long des urètres dans la vessie. Il faut donc considérer la maladie de la pierre comme ayant essentiellement son origine dans les reins. Son accroissement dans la vessie peut être occasionné, soit par l'exposition de ce noyau à l'urine contenant un excès des mêmes ingrédients que ceux qui le composent, dans lequel cas il sera uniformément constitué dans toute sa substance, soit, lorsque le dépôt du noyau morbifique cessant d'avoir lieu, la concrétion acquiert alors une enveloppe formée des

phosphates. C'est donc une chose très-importante que de chercher à reconnaître la nature du noyau prédominant. De 187 calculs qu'examina le docteur Henry, il en trouva 17 formés de noyaux arrondis d'oxalate de chaux; 3 de noyaux arrondis d'oxide cystique; 4 de noyaux arrondis des phosphates terreux; 2 dans lesquels les noyaux arrondis se composaient de substances étrangères; et dans 3, le noyau était remplacé par une petite cavité occasionnée probablement par le resserrement ou contraction de quelque matière animale, autour de laquelle les ingrédients des calculs (fusibles) s'étaient déposés. Rau a fait voir par expérience, qu'il peut se former un noyau de pus dans une concrétion urinaire. Les 158 calculs complétant la liste du docteur Henry avaient chacun un noyau central, principalement composé d'acide urique. Il paraît aussi, que dans la plupart du très-grand nombre des cas cités par lui, la disposition à sécréter un excès d'acide urique a été la cause essentielle de l'origine de pierre. Il s'ensuit, que c'est un objet de grande importance que celui de rechercher quelles sont les circonstances qui contribuent à son excessive production, et de s'assurer, par quel plan de régime et par quel remède on peut prévenir cette action morbifique des reins, ou en détruire l'effet. Un calcul faisant partie de la collection de M. White, avait pour noyau un fragment d'une bougie qui s'était introduit dans la vessie; ce calcul, appartenant à l'espèce fusible, consistait dans

20 Phosphate de chaux.

60 Phosphate ammoniaco-magnésien.

10 Acide urique.

10 Matière animale.

100

Dans quelques cas, quoiqu'ils soient comparativement très-rars, une sécrétion morbifique des phosphates terreux en excès est la cause de la formation de pierre. Le docteur

Henry cite le cas d'une personne qui, dans les paroxysmes de la gravelle, précédés de douleurs aiguës et de vomissements, évacuait de l'urine aussi opaque que du lait, qui déposait une grande quantité d'une poudre impalpable, consistant dans du phosphate de chaux et du phosphate ammoniaco-magnésien, en proportions à-peu-près égales. Le poids du corps fut rapidement réduit de 94 à 50 kilogrammes, diminution paraissant provenir de la soustraction de la terre de ses os; car il n'y avait point émaciation des muscles en rapport avec une telle diminution de poids.

Ce fut le docteur Wollaston qui présenta les premières vues raisonnables sur le traitement des affections calculeuses. Il a été présenté depuis des observations très-judicieuses à ce sujet par M. Brande, dans les 12.^e, 15.^e et 16.^e numéros de son journal, et aussi par le docteur Maroet, dans son excellent traité, dont il a déjà été fait mention. Du grand nombre de substances contenues dans l'urine humaine, il y en a rarement au-delà de trois qui constituent la gravelle; savoir : le phosphate calcaire, le phosphate ammoniaco-magnésien et l'acide urique. Les deux phosphates forment un sédiment blanc, et l'acide urique un sédiment rouge ou brun. L'urine est toujours une sécrétion acidule. Puisque c'est par cet excès d'acide que les sels terreux ou la matière blanche sont tenus en dissolution, tout dérangement du système ou une nourriture peu convenable et un remède mal appliqué diminuent cet excès, et favorisent la formation de dépôt blanc. Le docteur Wollaston avait indiqué, comme remède approprié dans ce cas, l'usage d'acides pris intérieurement.

La gravelle blanche est fréquemment symptomatique de désordres de digestion, provenant d'excès dans le manger ou la boisson, et souvent elle est produite par un régime trop farineux. Elle est aussi occasionnée par l'usage indiscret de magnésie, d'eau de soude, ou de remèdes alcalins en général. Les médecins, aussi bien que leurs malades, qui n'ont pas de connaissances en chimie, ont souvent

commis des erreurs fatales, en considérant la gravelle blanche, passée par suite d'administration de remèdes alcalins, comme la dissolution du calcul lui-même; et en conséquence, ils ont continué une pratique, qui a rapidement augmenté la grosseur de la pierre. La magnésie agit, dans un grand nombre de cas, d'une manière plus nuisible que l'alcali, en précipitant de l'urine le phosphate insoluble. Les acides de l'urine, qui, par leur excès, tiennent les terres en dissolution, sont ceux phosphorique, urique et carbonique. M. Brande a constamment obtenu le dernier de ces acides, en plaçant de l'urine sous un récipient vidé d'air; et il a formé du carbonate de baryte, en versant en gouttes de l'eau de baryte dans de l'urine récemment évacuée.

L'apparence de sable blanc ne semble pas devoir mériter beaucoup d'attention, lorsqu'elle se manifeste simplement à la suite d'indigestion causée par un excès accidentel. Mais si c'est invariablement après les repas, et si on l'observe dans l'urine, non comme un simple dépôt, mais en-même-temps comme les dernières gouttes d'urine évacuées, cette apparence de sable devient alors d'une considération importante, comme avant-coureurs d'autres formes graves de l'affection. On a quelquefois regardé ce sable comme l'effet de l'irritation de la vessie, lorsqu'il en était en réalité la cause. Les acides sont les remèdes convenables; et, à-moins qu'on ne cherche quelque effet tonique particulier dans l'emploi d'acide sulfurique; celui des acides végétaux doit être préféré. Le tartre ou son acide peuvent être prescrits avec avantage; mais le meilleur remède est l'acide citrique pris journellement aux doses de 32 centigrammes à 20 grammes. Les personnes qui reviennent de climats chauds avec des affections dyspeptiques et hépatiques, évacuent souvent ce gravier blanc, ce qui les porte à avoir recours à des dissolvans empiriques, la plupart alcalins, et leur est gravement nuisible. Ils devraient adopter un régime acidulé, s'abstenant de faire usage d'eau de soude, d'alcalis, de liqueur de Malte, de vins de Madère

et de Porto, manger de la salade avec des fruits acides; et si l'habitude l'exige, prendre un verre de cidre, de Champagne ou Bordeaux; mais le moins de ces liqueurs fermentées sera le mieux. Une boisson effervescente, préparée avec 30 parties de bi-carbonate de potasse et 20 parties d'acide citrique, est souvent très-avantageuse. Après avoir mis séparément ces substances dans deux tasses à café remplies d'eau, on met la dissolution dans un grand gobelet, et l'on boit le tout pendant que l'effervescence a lieu. On peut répéter ainsi cette boisson trois ou quatre fois le jour. L'acide carbonique qui s'en dégage entre dans la circulation, et en passant dans la vessie, il sert utilement à retenir en dissolution, particulièrement le phosphate triple, ainsi que le docteur Wollaston le fit le premier remarquer. Les intestins devraient être maintenus dans un état régulier par remède et exercice modéré. Les affections fébriles des enfans sont fréquemment accompagnées d'un dépôt, formidable en apparence, de sable blanc dans l'urine. Une dose de calomel (protochlorure de mercure) fait généralement cesser et la fièvre et le dépôt de sable. L'air, l'exercice, le quinquina, les amers, et les toniques minéraux ont également pour succès de soulager les affections urinaires des personnes faites.

En considérant le gravier rouge, il est nécessaire d'établir une distinction entre ceux des cas dans lesquels le sable est effectivement évacué, d'avec ceux où il s'est déposé, après quelques heures, de l'urine originairement limpide. Dans le premier cas, l'apparence sablonneuse est une indication alarmante d'une disposition à la formation de calculs; dans l'autre cas, c'est souvent simplement un symptôme passager d'indigestion. Si cependant il se renouvelait fréquemment, il ne faut pas négliger d'y faire attention.

Le bi-carbonate de potasse, ou de soude, est le remède convenable pour le sable rouge ou dépôt d'acide urique. On peut souvent rendre l'alcali d'un emploi avantageux en le

combinant avec l'opium. On peut recourir avec succès à l'ammoniaque ou à son carbonate cristallisé, lorsque les symptômes d'indigestion sont causés par les autres alcalis ; et particulièrement dans la gravelle rouge compliquée avec la goutte, dans laquelle les jointures et les reins sont affectés tour-à-tour. Lorsque la potasse et la soude ont été employées assez long-temps pour ne plus s'accomoder avec l'estomac, pour donner lieu à production de nausées, à des flatuosités, un sentiment de pesanteur, de souffrance, et autres symptômes d'indigestion, la magnésie peut être prescrite, et son usage produira les meilleurs effets. Sa tendance à s'accumuler en quantités dangereuses dans les intestins, et à former un sédiment blanc dans l'urine, appelle toute l'attention du praticien après l'avoir administrée. On devrait, à l'occasion, en faire alterner l'usage avec d'autres remèdes laxatifs. Une forme élégante d'administrer ce remède, consiste à faire prendre la magnésie dissoute dans l'acide carbonique, moyen employé il y a déjà plusieurs années par M. Scheweppe, sous la direction de M. Brande, pour la préparer.

Il faut bien prendre garde de ne pas pousser trop loin l'emploi des remèdes alcalins, afin d'éviter qu'ils ne donnent lieu à dépôt de phosphates terreux dans l'urine.

Il se présente des cas où le dépôt sablonneux consiste dans un mélange d'acide urique avec les phosphates. Le sédiment de l'urine, dans les maladies inflammatoires, est quelquefois de cette nature ; et l'urine des personnes qui se livrent d'habitude à l'excès du vin, ainsi que celle des personnes tourmentées d'affections hépatiques, secrètent beaucoup d'albumine. Des purgations, des toniques, et l'acide nitrique, qui est le dissolvant de l'une et l'autre matières sablonneuses ci-dessus, sont des remèdes appropriés. Le meilleur régime à suivre par les personnes dont les urines déposent l'acide urique, est le régime végétal. Les belles observations du docteur Wollaston, sur la nature de l'excrément

des oiseaux qui ne se nourrissent que de matière animale, qui consiste en grande partie en acide urique, et le fait remarquable, reconnu depuis, que l'excrément du boa constrictor, qui se nourrit aussi entièrement d'animaux, est de l'acide urique pur, s'accordent pour donner de la force à la prescription diététique ci-dessus. Il a été bien reconnu que l'abstinence, pendant une semaine, de nourriture animale, procurait du soulagement dans un accès de gravelle d'acide urique, lorsque l'usage des alcalis était de peu de secours. Mais il ne faut pas porter le système végétal assez loin pour produire la flatuosité et l'indigestion.

Telles sont les circonstances principales qui se rapportent à la maladie de la gravelle, dans son commencement ou dans son état sablonneux. Les calculs formés dans les reins consistent, ainsi qu'on l'a déjà dit, dans de l'acide urique ou de l'acide oxalique, ou de l'oxide cystique, et très-rarement en effet dans les espèces phosphates. Un régime aqueux, l'exercice modéré à cheval lorsqu'il n'est pas accompagné de beaucoup d'irritation, des bains froids, et des apéritifs doux avec des remèdes chimiques appropriés, voilà ce qui doit être prescrit dans les cas de calcul dans les reins. Il est particulièrement indispensable de recourir à ces moyens immédiatement après avoir éprouvé une douleur aigüe dans la région de l'urètre, et dès que des symptômes inflammatoires ont donné lieu de croire qu'il est descendu un noyau dans la vessie. On doit recommander l'usage en grand de purgatifs, de diurétiques et de délayans. Une grande quantité de mucus, rayé de sang, ou d'un aspect purulent, et l'hémorragie, sont des symptômes fréquens du passage de la pierre dans la vessie.

Lorsqu'une pierre, une fois logée dans la vessie, y acquiert un volume tel, qu'il soit devenu impossible qu'elle passe à travers l'urètre, il est généralement admis par tous ceux qui ont considéré le sujet de bonne-foi, et à qui l'expérience a acquis le droit d'être juges en cette matière, qu'alors la pierre ne peut jamais être dissoute; et quoiqu'elle puisse être

devenue assez peu serrée dans sa texture, pour être évacuée par fragmens, s'émettre par degrés, l'événement est si rare, qu'il est peu probable.

En examinant des collections de calculs, on reconnaît que, dans le plus grand nombre de cas, un noyau d'acide urique est enveloppé dans une croûte des phosphates. Nos efforts doivent donc se diriger sur les moyens de réduire la proportion d'excès d'acide urique dans l'urine à ce qu'elle doit être naturellement; ou, d'un autre côté, de diminuer la tendance au dépôt des phosphates. Il faut soumettre l'urine à l'examen chimique, et prescrire un régime convenable à suivre et des remèdes appropriés. Mais les remèdes chimiques doivent être réglés avec précaution, de manière à ne pas troubler l'heureux équilibre dans lequel il ne se formera pas de dépôt. C'est ici un motif puissant pour les médecins et les chirurgiens, d'acquérir des connaissances et une bonne instruction en chimie; car autrement ils s'exposent à commettre les plus dangereuses méprises dans le traitement des affections calculeuses.

« L'idée de dissoudre un calcul par l'usage intérieur d'alkalis caustiques, paraît, dit M. Brande, trop absurde pour mériter d'être sérieusement réfutée. A l'égard des phosphates, il semble possible, en maintenant l'urine dans un état d'acidité non habituelle, de rendre capable de ramollir assez une croûte du calcul, pour le réduire en fragmens, ou de l'user par frottement au moyen de la sonde: mais c'est tout ce à quoi on peut espérer de parvenir, et il restera encore le noyau d'acide urique. Ces considérations, ajoute M. Brande, indépendamment de raisons plus pressantes, font voir combien c'est une chose futile que d'essayer d'opérer la dissolution d'une pierre dans la vessie par l'injection d'acide et de dissolutions alcalines. Quant aux alkalis, s'ils sont assez forts pour exercer de l'action sur la croûte d'acide urique du calcul, ils offenseraient certainement les tuniques de la vessie; et, dans le cas contraire, ils deviendraient inactifs par combinaison avec les acides de l'urine;

et cette même cause donnerait lieu à formation d'un précipité dangereux. « Il me semble donc que Fourcroy et autres, qui ont conseillé le moyen d'injection, se sont trop peu occupés de ces obstacles au succès ». *Journal of Science*, vol. VIII, p. 216.

Il ne paraît pas que les qualités particulières de l'eau, dans certaines localités, ait aucune influence sur la production d'affections calculeuses. La découverte, par le docteur Wollaston, de l'analogie qui existe entre les concrétions urinaires et celles des gouteux, a porté à faire l'essai, dans la gravelle, du *vin de colchique* le spécifique pour la goutte. On voit, par une note à la dissertation de M. Brande, qu'il est résulté de l'avantage de l'usage de ce vin dans un cas de gravelle rouge.

M. Henry confirme ce qui vient d'être dit relativement aux tentatives, ayant pour objet la dissolution de la pierre, en s'exprimant de la manière décisive qui suit : « Ces cas, et autres de même espèce que je crois inutile de citer, tendent à décourager sur le succès de tous essais pour dissoudre une pierre supposée consister en acide urique, après qu'elle a acquis un très-grand volume dans la vessie. Tous ceux qu'on peut faire dans de telles circonstances au moyen de remèdes alcalins, paraissent avoir pour effet, ainsi que l'a observé M. Brande, de précipiter sur ce calcul une enveloppe des phosphates terreux de l'urine, sorte de concrétion qui, ainsi que divers écrivains praticiens en ont fait la remarque, augmente beaucoup plus rapidement que celle qui ne consiste qu'en acide urique. On peut aussi tirer les mêmes déductions défavorables des dissections des corps des personnes ayant une pierre qu'on a supposée avoir été dissoute par des remèdes alcalins ; car, dans ces cas, on a trouvé la pierre ou enkistée, ou placée hors de la portée de la sonde par un aggrandissement de la glande prostate ».

Le docteur Pearson, qui examina le calcul urinaire d'un chien, reconnut qu'il consistait principalement dans des phos-

phates de chaux et d'ammoniaque, avec une matière animale. Plusieurs calculs de chevaux offrirent une composition semblable; et un calcul de lapin se trouva principalement formé de carbonate de chaux et de matière animale, avec peut-être un peu d'acide phosphorique. Il se trouve quelquefois, dans la vessie du cheval, une certaine quantité de matière sablonneuse, qui n'est ni cristallisée, ni concrète: on en cite un cas où il y en avait près de vingt-trois livres pesant. Ces calculs paraissent consister dans du carbonate de chaux et de la matière animale. Un calcul provenant d'un chat, donna à l'analyse qui en fut faite par Fourcroy, trois parties de carbonate de chaux, et une partie de phosphate de cette base. Le calcul d'un cochon consistait en entier, suivant Bertholdi, dans du phosphate de chaux.

Les calculs rénaux dans l'homme, paraissent être de la même nature que les calculs urinaires. Dans le calcul rénal du cheval, Fourcroy trouva trois parties de carbonate et une partie de phosphate, de chaux; et le docteur Pearson, du carbonate de chaux et de la matière animale dans un cas, et dans deux autres, du phosphate de chaux et de l'ammoniaque, avec matière animale.

On avait autrefois supposé que les calculs arthritiques, ou ceux qui se forment dans les articulations des gouteux, étaient du carbonate de chaux; et en conséquence, on les avait appelés *pierres crayées*; on les considéra depuis comme étant du phosphate de chaux; mais le docteur Wollaston a fait voir qu'ils sont formés d'acide urique et de soude. Les calculs qui se rencontrent quelquefois dans les glandes pinéale, prostate, salivaire et bronchique, dans le pancréas, dans les corps caverneux du pénis, et entre les muscles, de même que le tartre, ainsi qu'on l'appelle, qui encroûte la dent, paraissent être du phosphate de chaux. Cependant le docteur Crompton examina un calcul provenant du poulmon d'un soldat mort, et il le trouva consister en chaux 45, acide carbonique 37, albumine et eau 18. Ce calcul était très-dur,

de forme irrégulièrement sphéroïde, et mesurait 16,5 centimètres de circonférence.

Il a été observé que l'acide urique, qui constitue la partie principale des calculs urinaires humains, et qui est abondant dans les concrétions arthritiques, n'a jamais été rencontré dans l'animal qui se nourrit de végétaux; et l'on en a inféré que l'abstinence d'aliment animal était d'un salutaire usage pour prévenir la formation de ces calculs. Mais il y a lieu de penser que cette affirmation est trop précipitée. Le chat est carnivore; et l'on a vu que dans le calcul de cet animal, il n'y a pas présence d'acide urique. Si donc, nous devons tirer quelque induction relativement au régime, il faut la chercher dans ce dont l'homme fait usage exclusivement à tous autres animaux; et l'on trouvera qu'elle porte évidemment sur les liqueurs fermentées, mais en apparence sur rien autre chose; et cette conséquence pratique est sanctionnée par les autorités les plus respectables en médecine.

CALCULS BILIAIRES, PIERRES DE FIEL. Il se forme assez fréquemment, dans la vésicule du fiel, des concrétions calculeuses, qui occasionnent par fois beaucoup de douleur dans leur passage à travers les canaux qui versent la bile dans le duodenum, avant d'être évacuées. Il y a quatre espèces différentes de calculs biliaires.

1. Le calcul de la première de ces espèces est de couleur blanche, présentant une structure cristalline lamelleuse; en plaques ou stries, brillantes, et blanches comme le mica; il est doux au toucher. Quelquefois sa couleur est jaune ou verdâtre; il a constamment un noyau de bile épaissie. Sa pesanteur spécifique est inférieure à celle de l'eau. Gren en trouva un, dont la pesanteur spécifique était de 0,805. Lorsqu'on expose ce calcul cristallisé à une chaleur de beaucoup plus élevée que celle de l'eau bouillante, il se ramollit, et se fond; mais il cristallise de nouveau, à mesure que la température s'abaisse. Il est complètement insoluble dans

l'eau; mais l'alcool le dissout facilement à chaud. A la température de 75° centigrades, ce liquide en prend le vingtième de son poids; mais à la température ordinaire, il en dissout à peine une portion sensible. Par le refroidissement de l'alcool, la portion dissoute se dépose en lames brillantes, qui ressemblent au talc ou à l'acide borique. Ce calcul est soluble dans l'huile de térébenthine. Lorsqu'il est fondu, son aspect est huileux, et il exhale l'odeur de cire fondue. Lorsqu'on le chauffe subitement, il s'évapore en totalité sous la forme d'une fumée épaisse. Il est soluble dans les alcalis purs, et la dissolution a toutes les propriétés d'un savon. L'acide nitrique le dissout aussi; mais il en est précipité par l'eau sans altération.

Cette matière, qui est évidemment la même que les cristaux obtenus, par Cadet, de la bile, et qu'il considéra comme analogue au sucre de lait, a une forte ressemblance avec le spermaceti. Il est, comme cette substance, de nature huileuse et inflammable, mais il en diffère par diverses propriétés particulières. Puisque ce calcul est contenu dans la bile, il n'est pas difficile de voir comment il peut cristalliser dans la vésicule du fiel, s'il arrive qu'il y soit plus abondant qu'à l'ordinaire, et la conséquence doit être une pierre de cette espèce. Foureroy trouva une certaine quantité de la même substance dans le foie desséché de l'homme. Il lui donna le nom d'adipocire.

2. Le calcul biliaire de la seconde espèce est sous forme ronde, ou de polygone; souvent de couleur grise à l'extérieur, et brun en-dedans. Il est formé de couches concentriques, d'une matière qui semble être de la bile épaissie; et il y a ordinairement au centre un noyau de la matière cristalline. Il existe presque toujours un grand nombre à-la-fois de calculs de cette seconde espèce dans la vésicule du fiel, qui en est souvent remplie. Les calculs que cette espèce comprend, sont souvent légers, friables, et d'un brun rougeâtre. Les pierres de fiel de bœuf, dont les peintres font

usage, appartiennent à cette espèce. Ces calculs sont aussi de l'adipocire.

3. Les calculs de la troisième espèce sont les plus nombreux de tous. Leur couleur est souvent le brun foncé, ou le vert; et lorsqu'on les rompt, on y aperçoit quantité de cristaux de la substance ressemblant au spermaceti, mêlée avec de la bile épaissie. Les calculs appartenant à cette troisième espèce, sont solubles dans les alcalis, dans la lessive de savon, dans l'alcool et dans les huiles.

4. On a très-peu de connaissances précises sur ce qui concerne les calculs de la quatrième espèce. Le docteur Saunders assure avoir trouvé quelques pierres de fiel également insolubles dans l'alcool et dans l'huile de térébenthine. Il en est quelques-uns qui ne s'enflamment point, mais qui deviennent rouges, et se consomment en cendres à la manière du charbon. Haller cite plusieurs exemples de calculs semblables. Il se rencontre souvent des concrétions biliaires dans les animaux inférieurs, particulièrement dans les vaches et les cochons; mais on ne les a pas jusqu'à présent examinés avec beaucoup d'attention.

On a proposé l'emploi de savons comme dissolvans de ces calculs. L'académie de Dijon a publié le succès, à cet effet, d'un mélange d'essence de térébenthine et d'éther.

D'après M. de Saussure (*Biblioth. universelle*, tome XVI, page 118), 51 milligrammes de cristaux de calculs biliaires consomment, pour leur combustion, 110,7 centimètres cubes de gaz oxygène, en formant 79,72 de gaz acide carbonique. Donc 100 de la matière nacrée des calculs biliaires contiennent; savoir :

Carbone.	84,07
Hydrogène.	11,42
Oxygène.	4,51
	100,00

CALORIQUE. C'est l'agent auquel on attribue les phéno-

niées de chaleur et de combustion. Cet agent est hypothétiquement considéré comme un fluide, d'une ténuité inappréciable, dont les molécules sont douées de pouvoirs répulsifs définis, et qui, par leur distribution en proportions diverses parmi les molécules de la matière pondérable, modifient l'attraction de cohésion, de manière à produire les trois formes générales, gazeuse, liquide et solide.

Cependant, plusieurs savans distingués ont révoqué en doute l'existence à l'état isolé d'une matière calorifique, et ils ont cherché à recourir à l'évidence, pour faire voir que les phénomènes devaient être plutôt rapportés à un mouvement vibratoire ou intestin des molécules de matière ordinaire. Le partisan le plus distingué de cette opinion dans les temps modernes, est sir Humphry Davy, dont la justesse et la profondeur des vues leur méritent de la déférence. Nous croyons devoir présenter ici en abrégé l'exposé qui suit, des idées de ce savant, sur un sujet qui a offert tant de difficultés.

« On a rendu raison de la répulsion calorifique, en supposant l'existence d'un fluide subtil capable de se combiner avec les corps, et de séparer les molécules les unes des autres, et l'on a appelé ce fluide *matière de la chaleur* ou *calorique*.

« Cette supposition admet une explication heureuse d'un grand nombre des phénomènes, tels que ceux du froid produit pendant la conversion des solides en fluides ou gaz, et l'augmentation de température qui accompagne la condensation des gaz et des liquides. Dans le premier cas, la matière de la chaleur a été, dit-on, absorbée ou s'est combinée; dans le second cas, cette matière de la chaleur a été chassée, ou dégagée de sa combinaison. Mais il est d'autres faits qui ne s'accordent pas aussi bien avec cette opinion; tels sont ceux de la production de chaleur par frottement et percussion, et quelques-uns des changemens chimiques qu'on y a rapportés. Ces changemens sont ceux de la chaleur violente produite dans l'explosion de la poudre à canon, où il se dégage une grande quantité de matière aëriiforme; et le feu qui se mani-

teste dans la décomposition du gaz euehlorine, ou protoxide de chlore, quelque les gaz qui résultent de cette décomposition, occupent un plus grand volume.

• Lorsque la température des corps est élevée par frottement, il ne paraît pas y avoir diminution de leurs capacités, en employant le mot dans son sens ordinaire; et dans un grand nombre de changemens chimiques qui se rapportent à une augmentation de température, il semble y avoir également une augmentation de capacité. Un morceau de fer, porté à la chaleur rouge par l'action du marteau, ne peut être chauffé une seconde fois par le même moyen, à moins qu'il n'ait été préalablement introduit dans un feu. Ce fait a été expliqué, en supposant que le fluide de la chaleur a été forcé, par la percussion, de sortir du fer, qui le recouvre dans le feu; mais en le considérant sous le point-de-vue mécanique, on reconnaîtra que les arrangemens des parties du fer sont altérés par l'action du marteau de cette manière, et qu'il est rendu cassant. Par un degré médiocre de frottement, ainsi que cela paraîtrait être d'après les expériences du comte de Rumford, le même morceau de métal peut être maintenu chaud pendant un temps quelconque; de manière, que si la chaleur est forcée d'en sortir, la quantité doit être inépuisable. Lorsqu'un corps quelconque est refroidi, il occupe moins de volume qu'auparavant; il est donc évident que ses parties doivent s'être rapprochées les unes des autres; de même, lorsque le corps est dilaté par la chaleur, il est évident que ses parties doivent s'être écartées les unes des autres. La cause immédiate de ces phénomènes de la chaleur, est alors le mouvement; et les lois de sa communication sont précisément les mêmes que celles de la communication du mouvement. Puisqu'on peut amener toute matière à occuper un volume moindre par refroidissement, il est évident, qu'il doit y avoir de l'espace entre les molécules de la matière; et puisque tout corps peut communiquer le pouvoir d'expansion à un corps d'une température plus basse, c'est-à-dire, peut

donner un mouvement expansif à ses molécules, on en peut inférer avec probabilité, que ses propres molécules jouissent de la propriété de se mouvoir; mais comme il n'y a pas de changement dans la situation de ses parties, tant que sa température reste la même, le mouvement, s'il existe, doit être vibratoire ou ondulatoire, ou un mouvement des molécules autour de leurs excès, ou un mouvement des molécules autour les unes des autres.

• Il semble possible de rendre compte de tous les phénomènes de la chaleur, si l'on suppose que, dans les solides, les molécules sont dans un état constant de mouvement vibratoire, les molécules des corps les plus chauds se mouvant avec la plus grande vélocité, et à travers le plus grand espace; que dans les liquides et les fluides élastiques, outre le mouvement vibratoire, qui doit être considéré comme étant le plus grand dans ces derniers corps, les molécules ont un mouvement autour de leurs propres axes, avec des degrés différens de vélocité, les molécules des fluides élastiques se mouvant avec la plus grande vitesse; et que dans les substances éthérées, les molécules se meuvent autour de leurs axes, et se séparent les unes des autres, pénétrant à travers l'espace en lignes droites. On peut concevoir que la température dépend des vitesses des vibrations; l'augmentation de capacité du mouvement ayant lieu dans un plus grand espace; et la diminution de température, pendant la conversion des solides en fluides, ou gaz, peut s'expliquer par la perte du mouvement vibratoire, en conséquence de la révolution des molécules autour de leurs axes, au moment où les corps deviennent liquides ou aériformes; ou par la perte de rapidité de vibration, résultant de ce que le mouvement des molécules a lieu dans un plus grand espace.

• Si l'on admet un fluide spécifique de chaleur, il faut, pour rendre raison des phénomènes, le supposer susceptible du plus grand nombre des affections qu'on attribue aux molécules de la matière ordinaire, et le considérer, par exemple, comme

perdant son mouvement lorsqu'il se combine avec les corps, produisant du mouvement lorsqu'il est transmis d'un corps à un autre, et acquérant un mouvement projectile, en passant de ce corps dans l'espace libre; de manière, qu'il peut être adopté, pour expliquer son action, un grand nombre d'hypothèses, qui rendent moins simple que l'autre cette manière de voir à ce sujet. Il a été fait des expériences très-déliées, pour démontrer que les corps, étant chauffés, n'augmentent pas en poids: ce fait, dans toute l'extension qu'il peut avoir, serait évidemment en opposition avec l'idée qu'un fluide élastique subtil produit l'expansion calorifique; mais il ne peut être considéré comme décisif, à raison de l'imperfection de nos instrumens. Il faut une bonne balance pour reconnaître qu'un décimètre cube d'air inflammable a du poids; et il serait peut-être impossible de peser, par aucun des moyens en notre pouvoir, une substance étant, relativement à l'air inflammable, dans le même rapport en poids que celui-ci au platine ».

D'un autre côté, on a supposé que les observations de sir W. Herschell, sur les rayons calorifiques qui accompagnent ceux de lumière dans le rayon solaire, offrent une preuve décisive de la matérialité du calorique, ou du-moins établissent son existence, et celle de la lumière, sur le même fondement. Cet astronome célèbre découvrit que, lorsqu'on place deux thermomètres semblables dans les différentes parties du rayon solaire, décomposé par le prisme dans les couleurs primitives, ils indiquent des températures différentes. Il estime que le pouvoir d'échauffement dans les rayons rouges est, à celui des rayons verts, dans le rapport de 55 à 26; et à ce même pouvoir dans les rayons violets, comme 55 à 16. Et dans un espace en-dehors des rayons rouges, où la lumière cesse d'être visible, l'augmentation de température est la plus grande de toutes. Ainsi, un thermomètre, placé dans le rayon rouge plein, s'éleva de 3,5 degrés centigrades dans dix minutes; et au-delà des limites du

rayon solaire entièrement coloré, l'élévation fut, dans un temps égal, de 4,5 degrés centigrades.

Ces expériences furent répétées par sir H. Englefield, qui obtint des résultats semblables. Cependant, M. Berard fut amené à une conclusion un peu différente. Dans la vue de rendre ses expériences plus positives, et leurs effets plus sensibles, il crut devoir se servir de l'*héliostat*, instrument au moyen duquel on peut diriger sur un point le rayon solaire, et l'y maintenir pendant toute sa période diurne. Il décomposa, par un prisme, le rayon solaire réfléchi par le miroir de l'héliostat, et plaça un thermomètre sensible dans chacun des sept rayons colorés. Il fut reconnu que la faculté calorifique augmentait progressivement de la portion violette du spectre à celle rouge, où le pouvoir échauffant était à son *maximum*, et non au-delà, dans l'espace où il n'y a plus de lumière visible. La plus grande élévation avait lieu dans le thermomètre, pendant que sa boule étoit encore entièrement couverte par les rayons rouges, derniers du spectre, et on le voyait descendre progressivement, à mesure que la boule, ainsi couverte, entraît dans l'obscurité. Enfin, en plaçant la boule entièrement hors du spectre visible, où Herschell fixait le *maximum* de chaleur, M. Berard trouva que l'élévation de température, au-dessus de l'air ambiant, n'étoit que le cinquième de l'élévation qu'il indiquait dans le rayon rouge extrême. Il fit ensuite des expériences semblables sur le spectre double produit par le *cristal d'Islande*, ainsi que sur la lumière polarisée, et il trouva, dans l'un et l'autre cas, que le principe calorifique accompagnait les molécules lumineuses; et que dans les situations où la lumière cessait d'être réfléchi, la chaleur disparaissait aussi.

Newton a fait voir que la différence de réfrangibilité des rayons de lumière peut s'expliquer, en les supposant composés de molécules de grandeur différente, les plus grandes étant à l'extrémité rouge du spectre, et les plus petites à son extrémité violette. Le même savant illustre a mis en question

si la lumière et la matière ordinaire n'étaient pas susceptibles de se convertir l'une dans l'autre? et adoptant l'idée que les phénomènes de chaleur sensible dépendent de vibrations des molécules des corps, il suppose qu'une certaine intensité de vibrations peut envoyer des molécules dans l'espace libre, et que des molécules en mouvement rapide en lignes droites, perdant le mouvement qui leur est propre, peuvent communiquer un mouvement vibratoire aux molécules des corps terrestres. De cette manière, il est facile de concevoir comment les rayons rouges vibreraient le plus fortement, et, par conséquent, exciteraient le plus grand degré de chaleur.

Nous en avons actuellement assez dit, pour faire voir combien peu on est autorisé à prononcer des décisions dogmatiques sur la nature abstraite de la chaleur. Mais si l'essence de la cause est encore un mystère, plusieurs de ses propriétés et de ses effets ont été constatés, et habilement appliqués aux progrès de la science et aux besoins de la vie.

Nous les considérerons ici dans l'ordre qui suit :

1. De la mesure de température.
2. De la distribution de la chaleur.
3. De la manière dont la chaleur se comporte généralement avec la matière sous différentes formes.

Il conviendra d'employer le langage populaire, et de parler de la chaleur, comme existant en quantités plus ou moins grandes dans les corps, sans entendre rien décider ici sur la question de sa nature.

1. *De la mesure de température.*

Si l'on chauffe modérément une baguette ou anneau de métal, qui s'adapte juste dans son état ordinaire à une mesure ou jauge oblongue ou circulaire, on trouvera, en appliquant chaude cette baguette ou anneau à la jauge froide, que ses dimensions sont augmentées. C'est ainsi que les carrossiers aggrandissent leurs bandes fortes de fer, de manière à ce

qu'elles embrassent et serrent fortement par leur retrait, lorsqu'elles se refroidissent, le bâti en bois de leurs roues.

Une longue expérience a prouvé que des corps progressivement chauffés, augmentent progressivement de volume : c'est d'après ce principe que sont construits les divers instrumens destinés à mesurer la température. Si le corps dont on a fait choix pour indiquer, par l'augmentation de son volume, l'augmentation de chaleur, éprouvait des dilatations égales par des accroissemens égaux du pouvoir calorifique, alors l'instrument serait parfait, et nous aurions un pyromètre ou thermomètre exact. Mais il est très-douteux qu'une substance quelconque, solide, liquide ou aériforme, conserve ce rapport égal entre son augmentation de volume et l'accroissement de chaleur. Mes notions sur ce sujet se trouvent exposées dans le mémoire qui suit, que la Société royale de Londres me fit l'honneur de publier dans ses Transactions pour 1818.

« Je pense qu'il est en effet très-probable que toute espèce de matière, soit solide, soit liquide, suit un rapport d'accroissement dans son expansion par le calorique ; chaque portion qui entre dans le corps doit affaiblir la force antagoniste de cohésion, et rendre, par conséquent, plus efficace l'action de la portion introduite après elle. Soit l'attraction de cohésion représentée par 1000 au commencement, alors, après avoir reçu le premier accroissement de calorique, elle sera devenue $1000 - 1 = 999$. Puisque l'unité, qui vient immédiatement après, de cet agent qui combat la force de cohésion, n'aura à lutter que contre cette force déjà diminuée, elle produira un effet plus grand que le premier dans la proportion de 1000 à 999, et ainsi de suite dans une progression continue. Cependant, ce rapport d'accroissement est beaucoup moindre que ne l'établit M. Dalton, ce qui, je pense, peut être clairement démontré ».

« Le principal objet du second chapitre de ce mémoire, est la mesure de température. Les expériences d'après lesquelles

le raisonnement de cette partie est établi, furent faites dans les années 1812 et 1813, en présence d'un grand nombre d'amis et d'élèves instruits. Au moyen de deux excellens microscopes-micromètres de la construction de M. Troughton, attachés à un pyromètre particulier, je trouvai qu'entre la température de la glace fondante et celle du 282° centigrades, les allongemens apparens de baguettes de cuivre pur et de fer, correspondaient degré à degré aux indications de deux thermomètres à mercure d'une sensibilité particulière, construits par M. Crighton, de Glasgow, et qui avaient été comparés avec un thermomètre très-délié de M. Troughton. Jé considère les résultats ci-dessus, et ceux que présente le même mémoire, comme décisifs contre la gradnation hypothétique des thermomètres par M. Dalton. Ces résultats furent obtenus, et annoncés avec détails dans des leçons publiques, plusieurs années avant que les recherches importantes de MM. Petit et Dulong, sur le même sujet, fussent connues; et dans le fait, le docteur Thomson eut entre les mains le mémoire lui-même, plusieurs mois avant que l'excellente Dissertation des physiiciens français eût été publiée. Le prix de physique fut décerné, par l'Académie des Sciences de l'Institut, à MM. Petit et Dulong, dans sa séance du 16 mars 1818; et mon mémoire, entièrement terminé, avait été soumis l'été précédent aux trois professeurs de l'université de Glasgow, ainsi qu'aux docteurs Brewster et Murray.

Les recherches de MM. Petit et Dulong ont été insérées dans le septième volume des Annales de Chimie et de Physique. Les auteurs de ces recherches en commençant l'exposé par quelques détails historiques, dans lesquels ils font observer que M. Dalton, considérant la même question sous un point-de-vue beaucoup plus élevé, a essayé d'établir des lois générales, applicables à la mesure de toutes les températures. Ces lois, il faut en convenir, forment un ensemble imposant par leur régularité et leur simplicité. Malheureusement cet habile physicien s'est trop empressé de généraliser

ses aperçus très-ingénieux, mais qui ne reposaient que sur des évaluations incertaines. Il en résulte qu'il n'est presque aucune de ses assertions qui ne se trouve contredite par les résultats des recherches que nous allons faire connaître. M. Gay-Lussac avait déjà fait voir que dans l'intervalle des températures de la glace fondante et de l'ébullition de l'eau, un thermomètre à mercure et un thermomètre à air ne présentaient aucune discordance sensible. La table qui suit, de MM. Petit et Dulong, donne les résultats, depuis le point voisin de celui de la congélation du mercure, jusqu'au terme de son ébullition.

TABLE de comparaison des échelles du thermomètre à mercure et du thermomètre à air.

TEMPÉRATURES indiquées par le thermomètre à mercure.	VOLUMES correspondans d'une même masse d'air.	TEMPÉRATURES indiquées par un thermomètre à air, et corrigées de la dilatation du verre.
° centig.		° Centigr.
—36	0,8650	—36,00
0	1,0000	0,00
100	1,3751	100,00
150	1,5576	148,70
200	1,7389	197,65
250	1,9189	245,05
300	2,0976	292,70
360	2,3125	350,00
Ébullition du mercure.		

L'uniformité bien connue dans les principales propriétés physiques de tous les gaz, et surtout l'identité parfaite des lois de leur dilatation, rendent très-vraisemblable que, dans cette classe de corps, les causes perturbatrices que j'ai signalées dans mon mémoire, n'ont pas la même influence que dans les solides et les liquides; et que, par conséquent, les changemens de volume, produits par l'action de la chaleur sur l'air et les gaz, y sont dans une indépendance plus immédiate de la force qui les occasionne. Il est donc très-probable que

le plus grand nombre des phénomènes relatifs à la chaleur se présenteront sous une forme plus simple, en mesurant les températures sur un thermomètre à air.

Je suis d'accord avec les chimistes français relativement à ces remarques, et je pense qu'elles furent justifiées d'après ces considérations qui les déterminèrent à employer l'échelle d'un thermomètre à air dans leurs recherches subséquentes, qui forment la seconde partie de leur mémoire sur les lois de la communication de la chaleur.

Le terme d'ébullition du mercure, mesuré par un bon thermomètre à air, est, suivant MM. Petit et Dulong, à 350 degrés centigrades; or, le thermomètre de M. Crighton indique ce même terme à 347° centigrades, ce qui ne diffère que de 3° centigrades dans cet intervalle si considérable de l'échelle. On voit donc, ainsi que je l'ai fait remarquer dans mon mémoire, qu'il s'établit entre les dilatations inégales du mercure et du verre, et la masse diminuant de mercure restant dans le tube à mesure d'élévations de température, une compensation au moyen de laquelle le mercure devient dans le tube thermométrique un liquide convenable pour indiquer d'une manière certaine, les accroissemens de calorique sensible. D'après toutes les expériences qui ont été faites avec soin sur ce sujet, on peut considérer la dilatation apparente du mercure dans le verre; comme étant d'un soixante-troisième de son volume par chaque élévation de 100 degrés centigrades, entre 0 et 350° centigrades, ou dans un intervalle de sept fois 50° centigrades. Il s'ensuit, qu'au total, la dilatation apparente dans le verre de 0 à 50° centigrades, est d'environ 1°,9 centigrades. Si donc on plonge le thermomètre tout entier, la tige et la boule dans du mercure bouillant, il indiquera 1°,9 centigrades de plus que par l'immersion de la boule seule dans les liquides chauffés; mais alors, en faisant abstraction, dans ce cas, de l'indication en plus, celle de l'échelle du thermomètre à mercure ordinaire, s'il est bien exécuté, se trouvera être justement l'indication de tempéra-

ture, par un thermomètre à air, corrigée de la dilatation du verre qui le contient. Il en résulte donc, qu'on peut considérer un thermomètre à mercure, lorsqu'il est bien fait, comme un moyen suffisamment exact pour mesurer la température. Quant à la construction et à la graduation de cet instrument. (*Voyez THERMOMÈTRE.*)

2. De la distribution de la chaleur.

Ce chapitre se divise naturellement en deux parties. La première comprend les modes de distribution, ou les lois de refroidissement, et de la communication de la chaleur parmi les substances aériformes, liquides et solides; la seconde a pour objet les chaleurs spécifiques de corps divers, à la même température, ou à des températures différentes.

Les premières vues relatives aux lois de la communication de la chaleur, se trouvent consignées dans les *opuscules* de Newton. Ce grand physicien admet *à priori*, qu'un corps échauffé, soumis à une cause constante de refroidissement, telle que l'action d'un courant d'air uniforme, doit perdre, dans chaque instant, une quantité de chaleur proportionnelle à l'excès de sa température sur celle de l'air ambiant; et que, par conséquent, ces pertes de chaleur, dans des intervalles de temps égaux et successifs, doivent former une progression géométrique décroissante. Quoique Martine eût signalé depuis long-temps, dans ses *Dissertations* sur la Chaleur, l'inexactitude de la loi précédente, inexactitude qui, en effet, ne pouvait échapper à personne, et qui me frappa dans une circonstance où j'observais le refroidissement progressif d'une sphère d'huile à 260 degrés centigrades; cependant, la proposition s'est propagée d'un ouvrage systématique à l'autre, sans contradiction.

Erxleben prouva également, par des observations très-précises, que la déviation de la loi supposée, augmente de plus en plus, à mesure que l'on considère de plus grandes différences de température; et il en conclut qu'on commet-

trait des erreurs graves, si l'on étendait cette loi fort au-delà des limites de température entre lesquelles elle a été vérifiée. Cependant, depuis, M. Leslie, dans ses ingénieuses recherches sur la chaleur, a fait de cette loi la base de plusieurs déterminations qui, par cette même cause, se trouvent inexactes, ainsi que l'ont prouvé MM. Petit et Dulong, qui sont à la fin parvenus, d'une manière savante, à reconnaître la véritable loi.

Lorsqu'un corps se refroidit dans le *vide*, sa chaleur se dissipe entièrement par voie de rayonnement. Lorsqu'il est placé dans l'air ou dans tout autre fluide, son refroidissement devient plus rapide, la chaleur enlevée par le fluide s'ajoutant alors à celle-ci, qui se dissipe par rayonnement. Il est donc naturel de distinguer ces deux effets; et comme, suivant toute probabilité, ils sont assujétis à des lois différentes, il convient de les étudier isolément.

MM. Petit et Dulong se servaient, dans cette recherche de la loi du refroidissement, de thermomètres à mercure, dont les réservoirs avaient de 2 à 6 centimètres de diamètre, ce dernier contenant environ trois livres (1,560^{kil.}) de mercure. Ils avaient trouvé, par des expériences préliminaires, que le rapport de la vitesse de refroidissement n'était point affecté par la grandeur du réservoir, et que la loi de refroidissement est la même, comparativement au mercure, avec l'eau, l'alcool absolu et l'acide sulfurique, dans une limite de température de 60 à 30 degrés centigrades; de manière que le rapport de la vitesse de refroidissement entre 60 et 50, et entre 40 et 30 degrés, était sensiblement le même. En observant le refroidissement de l'eau dans deux sphères, l'une de fer blanc et l'autre de verre, remplies l'une et l'autre de ce liquide, ils reconnurent que la loi de refroidissement est plus rapide pour la sphère de fer blanc que pour la sphère de verre, aux températures au-dessous de celle de l'eau bouillante; mais, par une circonstance fortuite très-remarquable, un effet contraire se produit dans les corps chauffés à de hautes tempéra-

turés, alors la loi de refroidissement dans la sphère de fer-blanc devient la moins rapide. Il s'ensuit généralement que celle des deux lois qui est la plus rapide dans la partie inférieure de l'échelle, devient au contraire la moins rapide dans les températures élevées.

« M. Leslie n'obtint, disent MM. Petit et Dulong, des résultats si peu exacts que ceux par lui annoncés sur cette question, que parce qu'il n'avait pas fait ses expériences de refroidissement sur des corps chauffés à des températures élevées; MM. Petit et Dulong terminent leurs expériences préliminaires, en examinant le refroidissement de l'eau dans trois vases de fer-blanc de même capacité, le premier sphérique, le second et le troisième cylindriques; et cet examen nous apprend que la loi de refroidissement n'est point affectée par la forme du vase.»

Les recherches sur le refroidissement dans le vide furent faites avec un ballon vidé d'air, et l'on calcula la compensation à faire pour la très-petite quantité d'air restée dans le ballon. La série qui suit fut obtenue avec le ballon lorsqu'il était entouré de glace.

Excès de température
du thermomètre
sur celle du ballon.

Vitesses correspondantes
de refroidissement.

Cent.	Cent.
240°	10°,69
220	8,81
200	7,40
180	6,10
160	4,89
140	3,88
120	3,02
100	2,30
80	1,74

La première colonne contient les excès de température du
Tome II.

thermomètre sur celle du ballon, c'est-à-dire, les températures elles-mêmes, puisque le ballon était à 0°. La seconde colonne renferme les vitesses correspondantes de refroidissement calculées et corrigées; ces vitesses sont les nombres de degrés dont la température s'abaîsserait dans le vido pendant une minute. Cette première série fait voir clairement l'inexactitude de la loi géométrique de Richmann; car, dans cette loi, la vitesse de refroidissement à 200° devrait être double de celle qui correspond à 100; tandis que nous la trouvons être comme 7,4 à 2,3, ou plus que triple; et, de même, en comparant les pertes de chaleur à 240°, et à 80° d'excès, on trouve la première environ six fois plus grande, tandis que, suivant la loi de Richmann, elle devrait être seulement triple. On a déduit, des expériences ci-dessus, et de quelques autres analogues, la loi suivante.

Lorsqu'un corps se refroidit dans une enceinte vide, et entretenue à une température constante, la vitesse du refroidissement, pour des excès de température en progression arithmétique, croît comme les termes d'une progression géométrique diminuée d'un nombre constant, ou, en langage algébrique, l'équation qui suit contient la loi du

refroidissement dans le vide : $V = m \cdot a^{\frac{\theta - t}{a - 1}}$.

θ est la température de la substance entourant le vide, et t celle du corps chauffé au-dessus de la première.

Le rapport a de cette progression est facile à trouver pour le thermomètre dont le refroidissement a été observé ci-dessus; car lorsque θ augmente de 20°, t restant le même, la vitesse du refroidissement se trouve multipliée par 1,165, nombre qui est la moyenne entre tous les rapports déter-

minés par l'expérience. On a donc : $a = \sqrt[20]{1,165} = 1,0077$.

Il ne reste plus maintenant, pour vérifier l'exactitude de la loi précédente, qu'à la comparer aux différentes séries contenues dans le tableau rapporté plus haut. Dans le cas

où l'enceinte environnant le vide était à 0°, il faut faire

$m=2,037$; car $m=\frac{n}{\log. a}$, et n est un nombre intermé-

diaire; on a alors $V=2,037 \left(a-1 \right)$.

Excès de température
du thermomètre,
ou valeurs de T .

Valeurs observées de V .

Valeurs calculées de V .

	n	0
240	10,69	10,68
220	8,81	8,89
200	7,40	7,34
180	6,10	6,03
160	4,89	4,87
140	3,88	3,89
120	3,02	3,05
100	2,30	2,33
80	1,74	1,72

Les lois du refroidissement dans le vide étant connues, rien n'est plus simple que de séparer du refroidissement total d'un corps environné d'air, ou d'un autre gaz, la portion de l'effet due au contact du fluide. Il suffit évidemment pour cela de retrancher des vitesses de refroidissement réelles, celles qui auraient lieu si, toutes choses égales d'ailleurs, le corps était placé dans le vide. Cette soustraction peut aisément s'opérer, maintenant que nous avons une formule qui représente cette vitesse avec une grande précision et pour tous les cas possibles.

On peut déduire d'un grand nombre de comparaisons expérimentales la loi suivante :

La vitesse de refroidissement d'un corps, due au contact seul d'un gaz, dépend, pour un même excès de température, de la densité et de la température du fluide ; mais cette dépendance est telle, que la vitesse du refroidissement reste la même, si la densité et la température du gaz changent de manière que l'élasticité reste constante.

Si nous appelons P le pouvoir refroidissant de l'air sous la pression p , ce pouvoir deviendra $P(1,366)$ à la pression $2p$; $P(1,366)^2$ à la pression $4p$; et enfin, à une pression $p 2^n$, il serait $P(1,366)^n$. D'où $\frac{P'}{P} = \left(\frac{p'}{p}\right)^{0,45}$. On trouverait pareillement pour l'hydrogène $\frac{P'}{P} = \left(\frac{p'}{p}\right)^{0,38}$.

Pour l'acide carbonique, l'exposant serait 0,517, et pour le gaz oléfiant 0,501; tandis que celui pour l'air est comme on voit 0,45. Ces trois derniers nombres différant peu de 0,5, on peut dire que, dans les gaz auxquels ils se rapportent, le pouvoir refroidissant est à-peu-près proportionnel à la racine carrée de l'élasticité. « Si l'on compare, disent MM. Petit et Dulong, la loi que nous venons d'énoncer, aux lois approximatives de MM. Leslie et Dalton, on pourra juger de l'erreur dans laquelle les ont entraînés l'inexactitude des suppositions qui servent de base à tous leurs calculs, et le peu de précision que comportent les procédés dont ils ont fait usage ». Mais pour ces discussions il faut avoir recours au mémoire même.

M. Leslie est le premier qui ait examiné avec soin l'influence de la nature de la surface des corps sur la distribution de la chaleur, ce qu'on appelle ordinairement le rayonnement du calorique. Pour mesurer avec précision l'effet de cette influence, M. Leslie imagina un instrument particulier, auquel il donna le nom de thermomètre différentiel; il consiste dans un tube de verre recourbé dans la forme de la lettre U, et terminé à chacune de ses extrémités par une boule de verre creuse. Le calibre du tube est de la force environ de celui des gros thermomètres, et les boules ont 8 millimètres de diamètre et au-delà. Avant de fermer hermétiquement l'instrument, on y introduit une petite portion d'acide sulfurique teint en rouge avec du carmin. Il faut une certaine dextérité dans celui qui opère avec ce thermomètre, pour faire arriver le liquide à la partie supérieure de l'une des tiges, et l'y maintenir en repos

immédiatement au dessous de la boule. A cette tige est attachée une échelle divisée en 100 parties, et l'instrument est alors fixé droit, au moyen d'un peu de ciment, sur un socle de bois. Si l'on applique le doigt ou tout autre corps quelconque plus chaud que l'air ambiant sur l'une de ces boules, l'air contenu dans l'intérieur de la boule s'échauffera, et en se dilatant, il sortira en partie de la boule pressant et poussant devant lui le liquide teint. L'effet de cette dépression observé et mesuré en degrés sur l'échelle, indiquera la différence de température des deux boules. Mais si l'instrument est simplement transporté, sans toucher ni l'une ni l'autre des boules, d'un air plus chaud dans un air plus froid, ou d'un air plus froid dans un air plus chaud, ou enfin dans un milieu quelconque, il ne sera point affecté, parce qu'alors l'égalité de contraction, ou de dilatation de l'air renfermé dans l'une et l'autre boules, maintiendra l'équilibre du liquide dans la tige. Ce thermomètre ainsi indépendant des fluctuations du milieu environnant, s'adapte bien à la mesure des émanations calorifiques de surfaces différentes rassemblées par convergence, au moyen d'un réflecteur concave sur l'une de ses boules. Le docteur Howard a décrit, dans le seizième numéro du *Journal of Science*, un thermomètre différentiel de son invention, qu'il imagine devoir présenter quelques avantages. Sa forme est une imitation de celle du thermomètre différentiel de M. Leslie; mais il contient simplement de l'alcool ou de l'éther teint, l'air étant chassé par ébullition, avant que l'instrument soit hermétiquement fermé. La vapeur de l'éther ou de l'alcool dans le *vide* est, suivant lui, un moyen d'essai d'une sensibilité supérieure à celle de l'air. Il fait les deux tiges ou montans de longueurs différentes, par la considération, que dans quelques cas, il est très-convenable que l'une des boules se trouve entièrement éloignée de l'autre. Dans le thermomètre de M. Leslie, où ces deux boules sont de niveau, leur distance l'une de l'autre varie de 8 à 25 millimètres et au-

delà, suivant la grandeur de l'instrument. La longueur des tiges du siphon est en général de 12 à 15 centimètres.

Ses miroirs réflecteurs d'environ 3 mètres de diamètre, consistaient dans du fer-blanc plané ayant reçu, par l'action du marteau, la forme parabolique. Un vaisseau creux d'étain de 98 centimètres eubes, était dans ses expériences la source ordinaire d'émanation calorifique. Il recouvrait l'une des surfaces de ce vaisseau de noir de fumée, une autre de papier, une troisième de verre, et une quatrième restait nue : Après avoir alors rempli d'eau chaude le vase d'étain, et l'avoir placé dans la ligne de l'axe, et à 1 ou 2 mètres vis-à-vis de l'un des miroirs au foyer duquel était placée la boule d'un thermomètre différentiel, il prenait note de la dépression qu'éprouvait le liquide coloré en présentant successivement les différentes surfaces du vase tourné vers le miroir. La table qui suit présente les résultats qu'il obtint avec ces enveloppes et autres.

	Degrés.
Noir de fumée.	100
Eau (par évaluation).	100 +
Papier à écrire.	98
Poix résine.	96
Cire à cacheter.	95
Crown-glas.	90
Encre de chine.	88
Glace.	85
Minium.	80
Plombagine.	75
Colle de poisson.	75
Plomb terni par son exposition à l'air. . .	45
Mercure.	20 +
Plomb net.	19
Fer poli.	15
Feuille d'étain.	12
Or, argent et cuivre.	12

MM. Leslie et Rumfort obtinrent des résultats semblables dans une forme plus simple. Ayant rempli de liquides chauds des vaisseaux de mêmes formes et capacités, mais composés de matériaux différens, ils prirent note de la marche de leur refroidissement. Un globe d'étain noirci se refroidissait d'un certain nombre de degrés dans 81 minutes; tandis qu'un globe net exigeait pour se refroidir du même nombre de degrés à-peu-près le double du temps ou 156 minutes. Un cylindre de laiton nu se refroidissait de 10 degrés dans 55 minutes, tandis que le cylindre pareil, enveloppé dans de la toile, mettait 56 minutes et demie à se refroidir de la même quantité. Si des mouvemens rapides sont excités dans l'air, la différence de refroidissement entre les surfaces métalliques nettes et obscurcies devient moins manifeste. M. Leslie estime que la diminution d'effet dans le rayonnement produit par une surface est en raison directe de sa distance; de sorte, que si cette distance est double de ce qu'elle était, l'effet d'échauffement sur des thermomètres et autres corps, est de moitié de celui ayant primitivement eu lieu, de même qu'il n'est que du tiers de ce premier effet, si la distance est triple. Quelques-unes de ses expériences ne semblent pas être en concordance avec cette loi simple. On aurait dû certainement s'attendre à ce que, ainsi que c'est le cas avec la lumière, l'électricité et autres qualités émanant d'un centre, la diminution d'intensité du rayonnement eût été dans le rapport du carré de la distance; surtout M. Leslie ayant reconnu qu'un effet analogue avait ordinairement lieu pour le sinus d'inclinaison, en présentant les faces du cube relativement au plan du miroir sous différens angles d'obliquité.

Des résultats qui précèdent dérivent naturellement quelques instructions pratiques. Puisque ce sont les métaux à faces nettes qui projettent le plus faiblement la chaleur, les vaisseaux, tels que les théières et cafetières, dans lesquels on désire que la chaleur se conserve, devraient être faits avec

des métaux clairs et polis. Les tuyaux de vapeur destinés à conduire la chaleur dans un appartement à distance, devraient être à surfaces claires dans leurs trajets, mais à surfaces obscures, les tuyaux étant parvenus au terme de leur destination.

En recouvrant la boule de son thermomètre avec différentes substances, M. Leslie découvrit ingénieusement le pouvoir de surfaces diverses pour absorber la chaleur; et il trouva que cette faculté d'absorption suivait le même ordre que la propriété de rayonner ou projeter la chaleur. La même pellicule de feuille d'argent qui fait obstacle à la sortie de la chaleur d'un corps vers les corps environnans, s'oppose à ce que le corps reçoive en retour de ceux-ci, leurs émanations calorifiques. On peut concevoir d'après ce principe comment un miroir métallique placé en avant d'un feu pourrait brûler des substances placées à son foyer, tandis qu'il reste froid lui-même; et d'un autre côté, comment un miroir de verre noirci, ou même argenté, deviendrait chaud au point de ne pouvoir être touché, tandis qu'il émet peu de chaleur en avant de lui. Il arrive par l'effet de cette propriété d'absorber, qu'un panneau mince de verre intercepte en presque totalité la chaleur d'un feu brûlant avec flamme, tandis que la lumière qui le traverse éprouve à peine quelque diminution. A-la-vérité ce verre s'échauffant par degrés constitue un nouveau foyer d'émanation, mais, encore l'énergie du feu est-elle considérablement interrompue. On voit aussi d'après cela, pourquoi un écran de feuille d'étain net de la plus mince épaisseur est très-propre à garantir de l'ardeur du feu. Elle est en effet tellement impénétrable à la chaleur, qu'avec un masque qui en est recouvert on peut présenter sans inconvénient le visage à la flamme d'un fourneau de verrerie.

Puisque l'absorption de la chaleur suit la marche du rayonnement établie dans la table ci-devant, on conçoit que l'inverse de l'absorption, c'est-à-dire la réflexion, doit avoir lieu en pouvoirs inverses par les différentes substances com-

posant la liste. Ainsi les métaux à surfaces nettes réfléchissent le plus de chaleur et ainsi en remontant par suite dans la table.

M. Leslie s'efforce de prouver que les fluides élastiques sont par leurs mouvemens d'ondulation les *milieux* de projection ou rayonnement de la chaleur; d'où il suit, que ces fluides seraient, aussi bien qu'un vide parfait, un obstacle à l'exercice de cette faculté. Les lois du refroidissement des corps dans le vide, que MM. Petit et Dulong ont établies par l'expérience, sont en opposition avec cette hypothèse de M. Leslie, hypothèse qui, à-la-vérité, ne pouvait pas se soutenir contre les nombreuses attaques dont elle avait précédemment été l'objet. La belle expérience suivante de sir H. Davy semble seule fixer la question. Il avait disposé un appareil au moyen duquel un fil de platine pouvait être chauffé dans tout milieu quelconque ou dans le vide, et les effets de rayonnement distinctement rendus manifestes, la chaleur étant excitée par une batterie voltaïque. Dans plusieurs expériences où les mêmes moyens furent employés pour produire l'ignition, on trouva que la température d'un thermomètre s'élevait presque trois fois autant au foyer de rayonnement d'un miroir placé sous le récipient de la machine où le vide avait été fait jusqu'à $\frac{1}{1000}$, que lorsque l'air était dans son état naturel de condensation. Le pouvoir de refroidissement par le contact de l'air raréfié était de beaucoup moindre que celui ayant lieu par le contact de l'air dans son état ordinaire; car l'ignition du platine était plus intense dans le premier cas que dans l'autre. Cette circonstance ne rend peut-être pas l'expérience entièrement décisive; mais les résultats semblent favorables à l'idée que le rayonnement terrestre de la chaleur ne dépend d'aucuns mouvemens ou affections quelconques de l'atmosphère. Les deux miroirs étaient placés l'un au-dessus de l'autre dans un plan parallèle, à l'horizon, le corps en ignition étant au foyer du miroir supérieur, et le thermomètre au foyer du miroir au-dessous. Il est évident qu'une diminution de densité du

milieu élastique s'élevant à $\frac{1}{10}^{\circ}$, devrait, dans la manière de voir de M. Leslie, avoir occasionné une grande diminution dans le foyer inférieur, et non une augmentation triple ainsi que cela avait lieu, toute allocation faite pour cause de diminution de l'intensité d'ignition devant résulter du pouvoir de refroidissement de l'air atmosphérique. Les expériences avec des écrans de verre, de papier, etc., que présenta M. Leslie à l'appui de son hypothèse, ont été depuis confrontées avec les expériences sur les écrans du docteur Delaroche, qui, en les variant, en obtint des résultats incompatibles avec les vues de M. Leslie, et favorables à celles du rapport intime qui existe entre la lumière et la chaleur. Ces expériences du docteur Delaroche font connaître que, dans quelques circonstances, la chaleur rayonnante invisible passe directement à travers le verre, en quantité d'autant plus grande, relativement au rayonnement total, que la température de la source de la chaleur est plus élevée. La table qui suit présente le rapport qui existe entre les rayons traversant le verre clair et ceux agissant sur le thermomètre à températures successivement élevées, lorsqu'il n'y avait pas d'écran interposé.

Température de corps chaud dans le foyer.	Rayons transmis à travers le verre.	Rayons totaux.
357°	10°	263°
655	10	139
800	10	75
1760	10	34
Une lampe d'Argand sans sa cheminée.	10	29
<i>Idem</i> , avec sa che- minée de verre.	10	18

Le docteur Delaroche fait voir ensuite que les rayons calorifiques qui ont déjà passé à travers un écran de verre, éprouvent, en traversant un second écran de verre de na-

ture semblable, une diminution de leur intensité beaucoup moindre qu'en passant à travers le premier écran; et que les rayons émis par un corps chaud diffèrent entre eux dans leur faculté de traverser le verre; qu'un verre épais, quoique autant, ou plus perméable à la lumière qu'un verre mince de qualité inférieure, laisse passer une quantité beaucoup plus petite de chaleur rayonnante, la différence étant d'autant moindre, que la température de la source rayonnante est plus élevée. Ce fait remarquable, que la chaleur rayonnante devient de plus en plus capable de pénétrer le verre à mesure que la température augmente, jusqu'à ce que s'étant élevée à un certain point, les rayons deviennent lumineux, porte à concevoir que la chaleur n'est autre chose qu'une modification de la lumière, ou que les deux substances sont capables de passer l'une dans l'autre. La dernière proposition de M. Delaroche est que la quantité de chaleur qu'un corps chaud abandonne par rayonnement dans un temps donné, à un corps froid placé à distance, augmente, toutes choses égales d'ailleurs, dans un rapport plus grand que l'excès de la température du premier corps sur celle du second. Cette proposition de M. Delaroche se trouve être en concordance avec les lois reconnues par MM. Petit et Dulong.

Pour quelques autres faits à ajouter à ce qui vient d'être dit sur ce sujet, il faut voir l'article *LUMIÈRE*, auquel en effet toute la discussion peut appartenir.

La glace elle-même, qui paraît si froide au toucher, deviendrait un foyer de chaleur si elle était transportée dans une chambre, où la température de l'air fût de 0° Fahrenheit (— 17°,78 centigrades); et une masse de glace fondante placée en avant du miroir, affecterait la boule du thermomètre, précisément comme le ferait le cube rempli d'eau chaude. Un mélange de neige et de sel marin à 0° deviendrait de la même manière un corps chaud, si ce mélange était transporté dans une atmosphère d'une tempéra-

ture de — 40 degrés centigrades. Dans tout ceci, aussi bien que dans nos sensations, nous ne voyons rien d'absolu, rien que de simples différences. Nous sommes donc portés à considérer tous les corps comme projetant à toute température de la chaleur, mais avec des intensités inégales suivant leur nature, leurs surfaces et leur température. L'état de température constante d'un corps résultera de ce que émettant par rayonnement dans un temps donné, une certaine quantité de chaleur, il en reçoit une quantité égale dans le même temps; et l'égalité de température entre plusieurs corps, affectés entre eux par leur rayonnement réciproque, consistera dans une compensation parfaite des échanges momentanés qui s'effectuent entre un de ces corps et tous. Tel est l'ingénieux principe d'un équilibre mobile proposé par le professeur Prévost, principe dont l'application, faite avec discernement, et combinée avec les propriétés particulières de différentes surfaces, explique tous les phénomènes que nous observons dans la distribution du calorique rayonnant. Ainsi, lorsque nous plaçons une boule de neige au foyer d'un miroir concave, et un thermomètre au foyer d'un miroir opposé à quelque distance, nous apercevons que la température s'abaisse instantanément, comme s'il y avait réellement un rayonnement de particules frigorigènes, suivant l'ancienne notion. La véritable explication de ce fait se déduit de ce que la chaleur que le miroir-thermoscope avait préalablement reçue de celui actuellement influencé par la neige, est absorbée dans son retour vers ce miroir, qui participe alors de la tension rayonnante inférieure de cette substance. De même aussi un corps noir placé au foyer d'un miroir diminuerait la lumière au foyer de l'autre; et, ainsi que sir H. Davy en a fait la remarque heureuse, l'œil est à l'égard des rayons produisant la lumière, *une mesure* semblable à celle qu'offre le thermomètre relativement aux rayons qui donnent de la chaleur.

Enfin ce qui prouve que cet échange de chaleur a lieu ,

c'est le rapport qui existe entre la température d'une portion quelconque du ciel, et la température de la surface de la terre située au-dessous. M. Six de Cantorbery annonça en 1788, dans un mémoire transmis par lui à la Société royale de Londres, que dans des nuits claires, à ciel serein et avec rosée, il avait toujours trouvé le mercure plus bas dans un thermomètre laissé sur la terre dans un pré de son voisinage, qu'il ne l'était dans un thermomètre suspendu dans l'air à environ 2 mètres au-dessus du premier; et que dans une nuit la différence s'élevait à 5° de l'échelle de Fahrenheit (environ 2°,8 centigrades). Le docteur Wells ayant placé, dans l'automne de 1811, un thermomètre sur du gazon humide de rosée et suspendu un second thermomètre dans l'air à 60 centimètres au-dessus de la surface, il trouva une heure après, que le premier thermomètre s'était abaissé de 8° Fahrenheit (4°,4 degrés centigrades). Il considéra d'abord cette production de froid à la surface, comme étant l'effet de l'évaporation de l'humidité. Mais, par des observations et expériences subséquentes, il acquit la conviction que le froid n'était pas l'effet, mais la cause de la rosée, en déterminant une précipitation d'eau qui est la rosée même. Sous un ciel pur et serein, la terre projette sa chaleur dans l'espace vide, sans en recevoir en retour; mais un nuage qui recouvre le ciel est un miroir concave qui rétablit l'équilibre par contre rayonnement. (*Voyez NEIGE.*)

C'est sur ce principe que le professeur Leslie a imaginé un instrument qu'il appelle *Æthrioscope*, dont la fonction est d'indiquer la sérénité et la fraîcheur du ciel. Cet instrument consiste dans une coupe de métal poli, ayant la forme d'un sphéroïde oblong, ressemblant beaucoup à une coupe d'argent à porter. Dans cette coupe posée droite, est placée dans le sens de son axe, la boule d'un thermomètre différentiel, dont la tige est parallèle à la queue ou anse de la coupe. L'autre boule de ce thermomètre est dorée, et tournée en dehors et en haut, de manière à rester contre le côté

du vaisseau. La forme la plus convenable à donner à la coupe est celle d'un ellipsoïde, dont l'excentricité est égale à la moitié de l'axe en travers, et par conséquent le foyer placé au tiers de la hauteur totale de la cavité; tandis que le diamètre de la boule du thermoscope serait de près du tiers de l'ouverture de la coupe. On adapte à l'orifice de la coupe un couvercle mince du même métal non poli, et on ne l'en retire que lorsqu'il s'agit de faire une observation. L'échelle attachée à la tige du thermoscope, peut s'étendre à 60 ou 70 degrés en millièmes au-dessus du zéro et à environ 15 degrés au-dessous.

Cet instrument, exposé à l'air libre dans un temps clair, indiquera toujours, et pendant le jour et pendant la nuit, dans le langage figuré de l'inventeur, « une impression de froid lancée en bas des régions plus élevées ». Cependant l'effet est extrêmement variable. Il est le plus grand tant que le ciel est d'un bleu d'azur pur; il diminue sensiblement à mesure que l'atmosphère devient chargée de nuages qui s'étendent; et il est presque nul lorsqu'il s'y forme des brouillards qui s'abaissent. Le liquide dans la tige descend et s'élève avec chaque nuage qui passe. La modification du thermoscope par le docteur Howard correspondrait bien ici.

La diffusion de chaleur parmi les molécules des fluides eux-mêmes; dépend tout-à-la-fois et de leur pesanteur spécifique, et de la chaleur spécifique; et par conséquent cet effet doit varier pour chaque substance particulière. La mobilité des molécules d'un fluide et leur indépendance réciproque entre elles leur permet de changer de place toutes les fois qu'elles sont dilatées ou contractées par des alternations de température, et de là l'effet immédiat et inévitable de communication de chaleur à la couche au-dessous d'une masse fluide, ou de soustraction de chaleur de la couche au-dessus, est de déterminer une suite de mouvemens internes. Les molécules plus froides descendent à raison de leur plus grande pesanteur spécifique, en un courant conti-

nuel, et forcent ainsi les molécules raréfiées par la chaleur à s'élever. Lorsque cependant la couche supérieure a acquis *primitivement* une température élevée, elle semble avoir peu de pouvoir pour communiquer la chaleur aux molécules fluides des couches au-dessous. On peut maintenant, pendant long-temps de l'eau en ébullition à la surface d'un vase, le fond de ce vase restant froid comme de la glace, pourvu qu'on prenne les précautions nécessaires pour éviter que la chaleur ne descende en passant le long des parois du vase lui-même. Le comte de Rumfort devint tellement persuadé de l'impossibilité de la communication de la chaleur de haut en bas à travers des molécules fluides, qu'il considéra ces molécules comme étant entièrement dépourvues de la facilité de transmettre la chaleur de l'une à l'autre, et comme capables seulement d'en acquérir en rotation individuelle et directement, d'une source étrangère. La proposition, ainsi énoncée d'une manière absolue, est absurde; car nous savons qu'au moyen de mélanges, et par beaucoup d'autres modes, des molécules liquides se communiquent la chaleur entre elles; et il a été établi des expériences, qui prouvent que la chaleur descend réellement à travers les liquides par communication d'une couche à une autre; mais il est incontestable que cette communication est extrêmement difficile et lente. Nous sommes donc portés à concevoir, que c'est à un contact réel des molécules qu'est due, dans les solides, la facilité de transmission de la chaleur, qui a si promptement lieu d'un point à un autre à travers leur masse. Ce contact de certains poles dans les molécules s'accorde parfaitement avec la considération d'espaces vides où les molécules peuvent glisser l'une sur l'autre dans tous les sens, mouvemens ou condensations par lesquels la chaleur peut être excitée. La condition de liquide est de faire retourner, ou d'éloigner l'un de l'autre les poles qui se touchent et adhèrent entre eux, d'où résulte la mobilité. On peut établir cette manière de voir, ou comme une représentation de

faits ou comme une hypothèse qui aide à les concevoir.

Puisque la diffusion de la chaleur à travers une masse liquide s'établit presque uniquement par les courans internes, quels que soient les obstacles qu'ils doivent opposer au changement de température, il s'ensuit que des liquides mêlés avec de la matière poreuse, telle que la soie, la laine, le coton, le duvet, la fourrure, l'amidon, le mucilage, etc., se refroidissent plus lentement que dans leur état pur et limpide; de là résulte aussi que des tartes de pommes et de potages, conservent très-peu de temps leur chaleur, comparativement au même volume d'eau chauffée au même degré et exposée à l'air froid dans des vaisseaux couverts de la même manière. Il a déjà été fait mention du pouvoir conducteur des corps gazeux. Je ne connais pas d'expériences qui aient déterminé d'une manière satisfaisante en nombres le pouvoir conducteur relatif des liquides. Le mercure pour un liquide jouit d'un haut pouvoir conducteur, ce qui est dû à sa densité, à sa nature métallique et à son peu de chaleur spécifique.

La transmission de la chaleur dans les corps solides fut l'objet de quelques expériences intéressantes du docteur Ingenhouse. Il prit un certain nombre de verges métalliques de mêmes longueur et épaisseur; et après avoir enduit de cire, sur la longueur de quelques centimètres, une des extrémités de chacune d'elles, il les plongea par leur autre extrémité, dans un liquide chauffé; la chaleur pénétra la matière de chaque verge qu'elle parcourut, ce qui se manifesta bientôt par l'amollissement de la cire. L'ordre dans lequel cette cire se fondit dans cette expérience, et par conséquent l'ordre de faculté conductrice relativement à la chaleur, est, ainsi qu'il suit, savoir :

1. Argent.		Platine.	} Très-inférieurs aux autres.
2. Or.		Fer.	
3. Cuivre.	} A-peu-près égaux entr'eux.	Acier.	
4. Étain.		Plomb.	

Ayant répété l'expérience, je trouvai que l'argent était de beaucoup le meilleur conducteur; ensuite venaient le laiton, le fer et l'étain, qui étaient égaux en faculté conductrice, puis la fonte, et après le zinc, et le dernier de tous, le plomb. Les pierres denses suivent les métaux dans leur pouvoir de conduire la chaleur, d'abord les briques et la poterie; et, à un long intervalle, le verre. On peut tenir long-temps entre les doigts une verge de ce corps particulier à la distance de 25 millimètres du point où elle a été mise à l'état d'ignition, et fondue au chalumeau. C'est à raison de ce pouvoir conducteur inférieur de la pierre, de la poterie, du verre et de la fonte, que l'application subite de la chaleur à ces corps les fait si facilement éclater. La partie qui éprouve l'action du calorique se dilate; tandis que les parties adjacentes, conservant leur première forme et leur volume, ne se prêtent pas au changement, ce qui doit nécessairement produire une rupture. Les bois et les os sont meilleurs conducteurs que le verre; mais les progrès de la chaleur dans ces corps, à des températures élevées, peuvent être favorisés par la vaporisation de leurs sucs. Le charbon et la sciure de bois occupent un rang très-inférieur dans l'ordre de la faculté conductrice de chaleur; il en résulte que le premier de ces corps, le charbon, convient parfaitement pour arrêter la dispersion de chaleur dans les fourneaux de métal. Si les côtés de ces fourneaux sont formés de plaques doubles du métal séparées par un intervalle de 25 millimètres, et que cet intervalle soit rempli de charbon pulvérisé, il pourra y exister intérieurement une chaleur intense, tandis que l'extérieur sera à peine affecté. Guyton-Morveau a établi le rapport du pouvoir conducteur du charbon à celui du sable fin, comme étant de 2 à 3, différence beaucoup trop petite. Les substances organiques spongieuses, telles que la soie, la laine, le coton, etc., sont encore plus mauvais conducteurs de la chaleur qu'aucune des substances ci-dessus; et plus les fibres de ces corps sont fines, et plus leur pouvoir conducteur est faible. C'est sur ce

principe qu'est fondée la théorie de l'habillement. La chaleur produite par les facultés animales s'accumule autour du corps, en raison de ce que le vêtement se compose de conducteurs imparfaits.

On reconnaît la loi exacte de la propagation de la chaleur dans les corps solides, au moyen d'une barre de fer prismatique, longue d'un mètre, percée sur l'un de ses côtés de trois trous à 25, 50 et 75 centimètres de distance de son extrémité; chacun de ces trous pouvant recevoir du mercure et la petite boule d'un thermomètre sensible. Après avoir alors percé dans son milieu une feuille de fer-blanc d'un trou qui s'adapte exactement à la barre de fer, on y fixe cette feuille, faisant fonction d'écran, à l'effet de garantir la barre et les thermomètres du rayonnement du foyer de chaleur. On plonge obliquement l'extrémité de la barre de fer dans de l'huile ou du mercure, à un degré connu de chaleur, et l'on place les thermomètres dans leurs trous, la boule entourée d'un peu de mercure. Ou bien, on peut maintenir la barre dans une position horizontale, après l'avoir recourbée à angles droits à 25 ou 50 centimètres de son extrémité. Soient actuellement les trois thermomètres logés dans les trous désignés par les lettres A, B, C. s'il ne se faisait pas de déperdition de la chaleur, chaque thermomètre monterait continuellement jusqu'à ce qu'il eût atteint la température de la source de chaleur; mais, dans toutes les expériences, le rayonnement et les courans d'air modifient ce résultat, ces causes donnant lieu à ce que les thermomètres montent moins vite, et s'opposant à ce qu'ils atteignent jamais la température de l'extrémité de la barre. Et en effet, l'état de ces thermomètres devient stationnaire, toutes les fois que l'excès de température, qui leur est communiqué à chaque instant par la section précédente de la barre, ne fait que compenser ce qu'ils perdent par le contact de la section suivante de la barre, et les autres causes de déperdition de la chaleur. Les trois thermomètres indiquent alors trois termes

de température, mais qui vont en diminuant progressivement en raison de leur plus grand éloignement de la source de la chaleur. En formant une équation d'après les résultats de l'expérience, M. Laplace a fait voir, que les difficultés que présente le calcul, ne peuvent être levées, qu'en admettant qu'un point déterminé est influencé, non-seulement par ceux qui le touchent, mais encore par les points qui l'avoisinent à une petite distance en avant et en arrière de ce point. Alors les lois de l'homogénéité se trouvent rétablies, et toutes les règles du calcul différentiel sont observées.

Or, pour que l'influence calorifique se fasse ainsi sentir à distance dans l'intérieur de la barre, il faut qu'il s'y opère, à travers la substance même des élémens solides, un véritable rayonnement analogue à celui observé dans l'air, mais dont l'influence sensible est bornée à des distances incomparablement plus petites. Ce résultat n'a rien d'improbable. En effet, Newton nous a appris que tous les corps, même les plus opaques, deviennent transparens lorsqu'ils sont suffisamment amincis; et les recherches les plus exactes sur le calorique rayonnant prouvent qu'il n'émane pas seulement de la surface extérieure des corps, mais aussi des molécules matérielles situées sous cette surface, devenant sans doute insensible à une très-légère profondeur, qui varie probablement dans le même corps avec sa température.

MM. Biot, Fourier et Poisson, trois des mathématiciens et des physiciens les plus éminens du siècle; se sont distingués dans cette recherche difficile. La formule qui suit est celle de M. Biot, lorsque l'une des extrémités de la barre est maintenue à une température constante, l'autre en étant assez éloignée pour rendre insensible l'influence de la source. Soit y , représentant en degrés du thermomètre la température de l'air dont la barre est environnée; soit la température du foyer $y + Y$; alors l'intégral devient $\log. y = \log. Y - \frac{x}{M} \sqrt{\frac{b}{a}}$. x est la distance de l'extrémité chaude de la barre; a et b

sont deux coefficients supposés constans pour toute la longueur de la barre, ce qui sert à accommoder la formule à tout cas possible, et doit être assigné, dans chaque cas, conformément à deux observations. M est le module des tables ordinaires de logarithmes, ou le nombre 2,502585. M . Biot présente plusieurs tables d'observations, dans lesquelles il fut en-même-temps appliqué à des points successifs de la barre, quelquefois 8, et quelquefois 14 thermomètres; et alors il calcule, d'après la formule ci-dessus, quelle devait être la température de ces points successifs, celle de la source de chaleur étant donnée; *et vice versa*, quelle devait être la température de la source, d'après les indications des thermomètres. On trouve qu'il existe une concordance complète entre la théorie et le fait; et, par conséquent, on peut indiquer cette formule de M . Biot, comme représentant le véritable état de la barre. Quant à l'application de cette théorie, pour déterminer, par exemple, la température d'un fourneau, en y tenant introduite la barre de fer thermoscope, nous avons à regretter son insuffisance. M . Biot lui-même, après avoir fait voir sa coïncidence exacte à toutes températures, jusqu'à celle de la fusion du plomb, déclare qu'il pense qu'elle ne peut s'appliquer à de hautes chaleurs. Mais il me semble qu'il n'est pas difficile de rendre *par expérience* la barre de fer thermoscope, un instrument très-utile pour donner des indications pyrométriques importantes. L'extrémité de cette barre à exposer à la chaleur, recouverte d'argile à feu, ou doublée avec du platine, serait tenue, sur une longueur de quelques centimètres, dans la flamme, et des gouttes d'huile étant introduites dans les trois cavités successives de la barre, on mesurerait les températures de cette huile, lorsqu'elles seraient devenues stationnaires, et l'on prendrait note du temps qu'aurait exigé la production de cet effet. Un pyroscope de cette espèce ne pourrait manquer d'être, entre les mains du chimiste praticien, aussi bien que dans les manufactures de verre, de poterie, d'acier, etc., un moyen d'information utile.

2. *De la chaleur spécifique.* — Si l'on prend des poids ou des volumes égaux d'une suite de substances, par exemple, un kilogramme ou une pinte d'eau, d'huile, d'alcool, de mercure; et, qu'après avoir chauffé séparément chacune de ces substances dans un vaisseau mince, à la même température, c'est-à-dire, que, par exemple, de 15°5 centigrades, température de l'air atmosphérique, on les élève à celle de 25 ou 40 degrés, alors ces quatre corps, en se refroidissant jusqu'à ce qu'ils soient revenus à leur premier état, communiqueront aux milieux qui les environnent différentes quantités de chaleur; et réciproquement, la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température de masses égales de corps divers à un nombre égal de degrés thermométriques, est différente, mais spécifique pour chaque corps. Dans un autre point-de-vue, on peut considérer les chaleurs spécifiques des corps comme se rapportant à leur changement de forme, lorsque de l'état gazeux ils passent à l'état liquide, et de celui-ci à l'état solide. Ainsi, la vapeur d'eau à 100 degrés n'éprouve, en devenant un liquide, aucun changement de cette température thermométrique de 100°, et cependant elle communique, par ce changement d'état, une grande quantité de chaleur aux corps environnans; et de même, l'eau liquide à 0°, en devenant le solide appelé glace, n'éprouve pas de changement dans sa température, telle qu'elle est indiquée par le thermomètre, et cependant elle abandonne beaucoup de chaleur à la matière environnante. On peut donc étudier les chaleurs spécifiques sous la double considération, 1.° des chaleurs spécifiques des corps lorsqu'ils conservent leur même état; 2.° des chaleurs spécifiques dérivant nécessairement du changement d'état, ou qui sont développées par ce changement. Les chaleurs spécifiques des corps, dans le premier cas, s'appellent ordinairement les capacités des corps pour le calorique; et dans le second cas, la chaleur latente des corps.

1. *Chaleurs spécifiques des corps, pendant qu'ils n'éprouvent pas de changement d'état.*

On a eu recours à trois méthodes expérimentales distinctes pour déterminer les pesanteurs spécifiques des corps. Dans toutes, c'est l'eau qui a été adoptée comme terme de comparaison, ou unité. 1. Par la première de ces méthodes, un poids ou un volume donné du corps à examiner, étant chauffé jusqu'à un certain point, on le mêle aussitôt avec un poids ou un volume donné d'un autre corps à une température différente; et la température qui résulte du mélange, fait connaître le rapport qui existe entre les chaleurs spécifiques des deux corps; d'où il suit, que si le second corps est l'eau, ou toute autre substance dont le rapport avec ce liquide est déterminé, les chaleurs spécifiques relatives du premier corps et de l'eau seront connues. Il est, dans l'emploi de cette méthode, une précaution essentielle à prendre pour éviter toute action chimique, comme celle qui a lieu dans le mélange d'eau avec de l'alcool ou des acides. Prenons l'huile pour exemple: si un kilogramme d'huile à 35 degrés centigrades est mêlé avec un kilogramme d'eau à 15 degrés, la température résultante du mélange ne sera pas celle moyenne de 24 degrés, mais cette température ne sera que de 21 degrés. Et réciproquement, si l'on mêle un kilogramme d'eau, chauffée à 33 degrés centigrades, avec un kilogramme d'huile à 15 degrés, la température du mélange sera de 27 degrés. On voit ici que l'eau, dans le premier cas, acquérait 6 degrés de chaleur, tandis que l'huile en avait perdu 12; et que, dans le second cas, l'eau avait perdu 6 degrés de chaleur, tandis que l'huile en avait gagné 12. On peut donc dire d'après cela, que la chaleur spécifique de l'eau est double de celle de l'huile, ou que la même quantité ou intensité de chaleur qui fera varier la température de l'huile, de 12 degrés, ne changera celle de l'eau que de 6 degrés; et par conséquent, la chaleur spécifique, ou la capacité de l'eau pour la chaleur étant 1,000, la

capacité de l'huile pour la chaleur sera 0,590. Lorsque, par des circonstances particulières, l'expérience se fait à poids inégaux, la différence à établir nécessite une réduction arithmétique convenable. Cette méthode est celle originellement employée par Black, Irvine et Crawford.

La *seconde* méthode est, à quelques égards, une modification de la première. La masse chauffée de la substance dont on recherche la chaleur spécifique, est tellement entourée d'une grande quantité de la matière, qui sert de terme de comparaison à une température inférieure, que toute la chaleur qu'abandonne la première substance, en refroidissant, est reçue par la seconde. Nous pouvons rapporter à cette méthode, 1.^e le moyen qu'avait adopté Willeke, de tenir un morceau de métal chauffé suspendu au centre d'une masse d'eau froide contenue dans un vaisseau mince; 2.^e le mode auquel Lavoisier et M. Laplace eurent recours, qui consistait, au moyen de leur élégant CALORIMÈTRE, à placer une masse chauffée de matière au centre d'un entourage de glace, et à inférer la chaleur spécifique de la quantité de glace qui était rendue liquide; 3.^e la méthode de MM. Berard et Delaroche, qui faisaient traverser lentement et uniformément, par un gaz chauffé à une température connue, les spires d'un serpentín fixé dans un cylindre d'eau froide, jusqu'à ce que cette eau se fût élevée à une température stationnaire. Ils reconnurent alors, qu'à partir de ce point, l'excès de la température stationnaire du cylindre sur celle de l'air ambiant, devient proportionnel à la quantité de chaleur abandonnée par le courant de gaz ayant traversé le cylindre. Chaque gaz était définitivement chauffé à une température déterminée, en lui faisant traverser un tube droit d'un petit diamètre, placé dans l'axe d'un gros tube rempli avec de la vapeur d'eau bouillante. Les chaleurs spécifiques des gaz étaient comparées à celle de l'eau par deux moyens. Le premier consiste à soumettre le cylindre, que MM. Berard et Delaroche appellent *calorimètre*, à l'action d'un courant d'eau parfaitement régulier, et assez lent pour qu'il ne produise pas un plus grand effet

que le courant des différens gaz. Le second moyen consiste à déterminer par le calcul la quantité réelle de chaleur que le calorimètre, parvenu à sa température stationnaire, peut perdre dans un temps donné; car, puisque lorsqu'il est arrivé à ce point, il n'échauffe plus, quoique la source de chaleur continue à lui être appliquée, il est évident qu'il perd alors autant de chaleur qu'il en reçoit. MM. Berard et Delaroche employèrent successivement ces deux moyens. D'après leur appareil singulièrement ingénieux, et la précision de leurs observations, on peut considérer leurs déterminations comme méritant un degré de confiance qui ne pouvait être accordé aux résultats précédemment obtenus sur la chaleur spécifique des gaz. Elles ont complètement renversé ce qu'avaient hypothétiquement établi Black, Lavoisier et Crawford, sur la chaleur développée dans la combustion et la respiration, tandis qu'elles viennent à l'appui de la manière de voir de sir Humphry Davy. (*Voyez Combustion.*)

La troisième méthode pour déterminer les chaleurs spécifiques des corps, consiste à suspendre, dans un milieu uniforme froid, une masse connue chauffée à une certaine température, jusqu'à ce que cette température s'abaisse d'un certain nombre de degrés thermométriques, en notant avec soin, au moyen d'une montre, le temps écoulé. Il est évident que si les corps sont revêtus de la même enveloppe, comme, par exemple, de verre ou de métaux polis; s'ils sont suspendus dans le même milieu, avec le même excès de température; et si leur constitution intérieure, relativement à la faculté conductrice de la chaleur, est aussi la même, alors leurs chaleurs spécifiques seront en raison directe des temps de refroidissement. J'ai fait l'essai de cette méthode, et j'ai trouvé qu'elle donne facilement, dans les cas ordinaires, de bonnes approximations. Il fut publié, *Annals of Philosophy*, octobre 1817, quelques-uns de mes résultats obtenus avec l'eau, l'acide sulfurique, l'huile spermaceti et l'huile de térébenthine. Un globe de verre mince, de la capacité de 100

grammes d'eau, fut successivement rempli de ce liquide, et d'autres; et après l'avoir chauffé, dans chaque cas, au même degré de température, on le suspendait avec un thermomètre très-sensible qui y était plongé, dans une grande chambre, de température uniforme. Les temps comparatifs de refroidissement d'un nombre égal de degrés du thermomètre étaient notés avec soin, dans chaque cas, au moyen d'une montre.

La différence de mobilité, dans les molécules liquides, peut être considérée comme étant très-peu sensible aux températures de 38 et 76 degrés centigrades. A des températures inférieures au-dessous de celle de 27° centigrades, par exemple, l'acide sulfurique concentré, aussi bien que l'huile de spermaceti, devenant des liquides visqueux, ils donneraient lieu à des résultats erronés.

Cette méthode a été dernièrement mise en pratique, avec les plus habiles perfectionnemens, par MM. Petit et Dulong. Leurs expériences furent faites sur des métaux réduits en poudre très-fine, renfermés, et fortement tassés dans un vase cylindrique d'argent très-mince, d'une petite capacité, et dont l'axe était occupé par le réservoir du thermomètre. Ce cylindre, contenant environ 26 grammes de la substance, chauffé à environ 7 degrés centigrades d'excès sur l'air ambiant, était suspendu au centre d'un vaisseau noirci intérieurement, entouré de glace fondante, et vidé d'air, pour retarder la marche d'un refroidissement, qui généralement se prolongeait pendant 15 minutes. Les résultats de ces expériences de MM. Petit et Dulong, ont fait découvrir, entre les chaleurs spécifiques et les atomes des métaux, un rapport que l'on n'avait pas supposé exister, et d'où dérive la loi suivante, savoir : *que les atomes de tous corps simples ont exactement la même capacité pour la chaleur*; d'où il suit que la chaleur spécifique d'une substance simple, multipliée par le poids de son atome, devait toujours donner le même produit.

La loi des chaleurs spécifiques étant ainsi établie pour les

substances élémentaires, il devenait très-important d'envisager, sous le même point-de-vue, les chaleurs spécifiques des corps composés. Leur procédé, s'appliquant indifféremment à toutes les substances, quelle que soit leur conductibilité ou leur état d'aggrégation, ils avaient pu soumettre à l'expérience un grand nombre de corps, dont les proportions peuvent être considérées comme fixées; mais lorsqu'ils cherchèrent à remonter de ces déterminations à celle de la chaleur spécifique de chaque atôme composé, par une méthode analogue à celle qu'ils avaient employée pour les corps simples, ils se trouvèrent arrêtés par le nombre de suppositions également vraisemblables, entre lesquelles il leur fallait choisir. Si le mode, disent-ils, de fixation des poids des atômes des corps simples n'a pu encore être soumise à une règle certaine, celle des atômes des corps composés a été, *à fortiori*, déduite de suppositions purement arbitraires. En attendant, ils croient devoir se contenter de dire, qu'en faisant abstraction de toute supposition particulière, les observations qu'ils ont faites jusqu'ici, tendent à établir cette loi très-remarquable, savoir : qu'il existe toujours un rapport très-simple entre la capacité pour la chaleur des atômes composés, et celle des atômes élémentaires.

Nous insérerons ici des tables des chaleurs spécifiques déterminées par les recherches récentes de ces chimistes français. MM. Petit et Dulong remarquent avec raison, « que toutes les tentatives faites jusqu'à ce jour pour reconnaître quelques lois dans les chaleurs spécifiques des corps, ont été totalement infructueuses. On n'en sera point étonné, si l'on fait attention à l'extrême inexactitude des mesures; car, si l'on en excepte celles dues à Lavoisier et à M. Delaplace, mais qui malheureusement sont bien peu nombreuses, et celles qui ont été prises par MM. Delaroche et Berard, mais seulement pour des fluides élastiques, on est forcé de convenir que la plupart des autres sont extrêmement erronées, comme nos propres expériences nous l'ont appris, et comme on pou-

vait déjà le conclure de la grande discordance des résultats obtenus pour les mêmes corps par divers physiciens *. Nous devons excepter de cette censure les résultats des recherches récentes de MM. Clément et Desormes sur les gaz, résultats que je considère comme méritant autant de confiance que ceux de MM. Berard et Delaroche.

TABLE I.

Des Chaleurs spécifiques du Gaz, par MM. BÉRARD et DELAROCHE.

	VOLUMES égaux.	POIDS égaux.	PESANTEUR spécifique.
Air.	1,0000	1,0000	1,0000
Hydrogène. . . .	0,9053	12,5401	0,0732
Acide carbonique. .	1,2585	0,8280	1,5196
Oxigène.	0,9765	0,8848	1,1056
Azote.	1,0000	1,9818	0,9691
Oxide d'azote. . .	1,3503	0,8878	1,5209
Gaz oléfiant. . . .	1,5550	1,5763	0,9885
Oxide de carbone.	1,0340	1,0805	0,9569

Pour réduire les nombres ci-dessus au terme de comparaison avec l'eau, il fut employé trois moyens différens, par lesquels les trois nombres 0,2498, 0,2697 et 0,2813 furent obtenus pour l'air atmosphérique. MM. Berard et Delaroche ont pris, pour terme moyen, le nombre 0,2669, auquel tous les résultats ci-dessus sont rapportés, ainsi qu'il suit :

TABLE II.

Eau.	1,0000	Azote.	0,2754
Air.	0,2669	Oxide d'azote. . .	0,2369
Gaz hydrogène. . .	3,2956	Gaz oléfiant. . . .	0,4207
Acide carbonique.	0,2210	Oxide de carbone.	0,2884
Oxigène.	0,2361	Vapeur aqueuse. .	0,8470

Les résultats suivans sont ceux obtenus par MM. Clément et Desormes, pour des volumes égaux aux températures de zéro, à 60 degrés centigrades.

TABLE III.

	Faro- mètre.	Clément et Desormes.	Delaroche et Berard.
Air atmosphérique à.	0,751	1,215	1,2396
<i>Idem</i> à.	0,758	1,000	1,0000
<i>Idem</i> à.	0,379	0,693	
<i>Idem</i> à.	0,188	0,540	
<i>Idem</i> à.	0,095	0,368	
<i>Idem</i> , chargé d'éther.	0,758	1,000	
Azote.	0,758	1,000	1,0000
Oxigène.	0,758	1,000	0,974
Hydrogène.	0,758	0,664	0,9033
Acide carbonique.	0,758	1,500	1,2583

Le rapport de la chaleur spécifique de l'air à celle de l'eau est, d'après MM. Clément et Desormes, comme 0,250 à 1,000, ou exactement du quart. La dernière table, qui est extraite du Journal de Physique, donne la chaleur spécifique de l'oxigène par MM. Delaroche et Berard, un peu différente de leur propre nombre, table I, Annales de Chimie, volume 85. Le résultat le plus remarquable de ceux annoncés par MM. Clément et Desormes est celui concernant l'acide carbonique, qui étant réduit au terme de comparaison en poids, donne le rapport de la chaleur spécifique de cet acide, comparée à celle de l'air, comme étant d'environ 0,987 à 1,000, tandis que celle de l'oxigène est seulement de 0,9000. Les premières tables de Crawford et Dalton donnent la chaleur spécifique de l'oxigène = 2,65, et celle de l'acide carbonique = 0,586 comparativement à celle de l'air étant 1,000. Et c'est sur ces nombres très-erronnés

qu'ils ont établi leur système hypothétique de la chaleur latente, de la combustion et de la température animale.

Nous reviendrons aux tables ci-dessus, en traitant de la combustion.

On voit, d'après les expériences sur l'air à des densités différentes, que sa chaleur spécifique diminue suivant une loi beaucoup moins rapide que sa pesanteur spécifique. Lorsque la dilatation de l'air est portée au quadruple de son volume, sa chaleur spécifique devient 0,540; et lorsque cette dilatation est de huit fois le volume, sa chaleur spécifique est 0,368. Les densités en progression géométrique $1, \frac{1}{2}, \frac{1}{4}, \frac{1}{8}$, correspondent à-peu-près aux chaleurs spécifiques dans la série arithmétique 5,4,3,2. D'où il suit aussi, que la chaleur spécifique de l'air atmosphérique, et probablement de tous les gaz, considérée sous le rapport de son poids ou de sa masse, diminue comme la densité augmente. C'est d'après ce principe de l'augmentation de chaleur spécifique relativement à sa masse, qu'a été expliqué le phénomène depuis long-temps observé du froid intense qui règne sur les sommets de montagnes, et généralement dans les régions supérieures de l'atmosphère; et c'est d'après ce principe aussi, qu'il a été rendu raison de ce dégagement prodigieux de chaleur qui a lieu par une forte condensation de l'air. Suivant M. Gay-Lussac, une condensation de l'air aux quatre cinquièmes de son volume suffit pour mettre le feu à de l'amadou; et si pour cette condensation, on fait usage d'une pompe à piston en verre, on voit un vif éclat de lumière, accompagnant la condensation.

TABLE IV

Des chaleurs spécifiques de quelques solides, déterminées par MM. PETIT et DULONG.

	Chaleurs spécifiques, celle de l'eau étant = 100.	Poids des atomes, l'oxygène étant = 1.	Produit de ces deux nombres.
Bismuth.	0,0288	13,500	0,3830
Plomb.	0,0293	12,950	0,3794
Or.	0,0298	12,450	0,3704
Platine.	0,0514	11,160	0,3740
Étain.	0,0514	7,350	0,3779
Argent.	0,0557	6,750	0,3759
Zinc.	0,0927	4,050	0,3756
Tellure.	0,0912	4,050	0,3675
Cuivre.	0,0949	3,957	0,3755
Nickel.	0,1035	3,690	0,3819
Fer.	0,1100	3,592	0,3751
Cobalt.	0,1498	2,460	0,3685
Soufre.	0,1880	2,011	0,3780

Les produits ci-dessus, qui expriment les capacités des atomes de différente nature, approchent tellement d'être égaux entre eux, que les légères différences qu'ils présentent doivent provenir d'erreurs inévitables, soit dans la mesure des capacités, soit dans les analyses chimiques; surtout si l'on considère que, dans certains cas, les erreurs dérivées de ces deux sources peuvent être dans le même sens, et par conséquent, se trouver multipliées dans le résultat. Chaque atome de ces corps simples semble donc, ainsi qu'il a été déjà établi, avoir la même capacité pour la chaleur.

Il se présente actuellement ici une question importante, celle de savoir si les chaleurs spécifiques des différens corps solides et liquides sont uniformes à différentes températures, ou si elles varient avec la température? Cette question peut être

exprimée d'une manière plus claire en la posant ainsi : un corps en refroidissant d'un certain nombre de degrés thermométriques à une haute température, abandonne-t-il la même quantité de chaleur qu'en refroidissant du même nombre de degrés à une température plus basse ? Aucun moyen ne semble être plus convenable à adopter, pour résoudre ce problème, que la mesure du refroidissement produit, par les mêmes poids de glace, sur des poids uniformes d'eau à différentes températures. M. Dalton trouva, en faisant usage de ce moyen, qu'il faut autant de chaleur pour élever l'eau de 5° Fahrenheit (2°,8 centigrades) dans la partie plus basse de l'échelle, qu'il en est nécessaire pour l'élever de 4° dans la partie plus haute de cette échelle centigrade, et de 5°,4 dans le milieu. — *Dalton's new System of Chemical Philosophy*. Vol. I, pag. 53.

M. Dalton, au-lieu d'adopter la conclusion évidente que la capacité de l'eau pour la chaleur est plus grande aux températures plus basses qu'aux températures plus élevées, et que par conséquent avec un plus petit nombre de degrés à une température plus basse, il se fondrait autant de glace que par un plus grand nombre de degrés à une température supérieure, attribue la déviation qu'indiquent les nombres 2,8 3,4 et 4, degrés centigrades, aux erreurs graves de la graduation thermométrique ordinaire; et ces erreurs, il les considère comme tellement excessives, que non-seulement elles égalent, mais qu'elles contrebalancent de beaucoup l'augmentation réelle de la chaleur spécifique, ou capacité de l'eau pour la chaleur. Il est, je crois, aujourd'hui complètement admis par les chimistes physiciens, qu'il n'existe pas dans la marche de notre échelle thermométrique une si prodigieuse déviation de celle véritable; et par conséquent, la seule induction convenable à tirer de ces expériences de M. Dalton est, que la capacité de l'eau décroît comme sa température augmente. Il est bon de remarquer que mes expériences sur les temps relatifs de refroidissement d'un globe de verre, rempli suc-

cessivement d'eau, d'acide sulfurique concentré, d'huile ordinaire et d'huile de térébenthine, donnent exactement les mêmes résultats que M. Dalton avait obtenus du mélange de 60 grammes de glace avec 60 d'eau, à différentes températures. Cette concordance est d'autant plus satisfaisante, que quand mon *Mémoire* sur les chaleurs spécifiques des corps ci-dessus, inséré *Annals of Philosophy*, octobre 1817, fut écrit, je n'avais aucune réminiscence des expériences de M. Dalton.

Dans ce même journal, *Annals of Philosophy*, mars 1819, le docteur Thomson, en rendant compte de mon *Mémoire*, a fait les observations suivantes : « Le second objet que discute le docteur Ure dans son *Mémoire* est l'opinion de M. Dalton que le thermomètre ordinaire est un instrument inexact pour mesurer la chaleur, et que le mercure ainsi que tous autres liquides se dilatent comme le carré de la température, à partir du point de congélation. Il est inutile d'entrer particulièrement dans le détail des faits que renferme cette partie du *Mémoire*, les opinions de M. Dalton sur ce sujet ayant été déjà reconnues non fondées par les expériences de MM. Petit et Dulong. Ce qu'établit le docteur Ure, que la capacité des corps pour le calorique diminue comme la température augmente, est directement contraire aux résultats des expériences de MM. Petit et Dulong sur ce sujet. Cela semble aussi contraire à l'analogie dans d'autres cas. On sait que la capacité des fluides élastiques s'accroît à mesure qu'ils deviennent plus rares, et que le plus rare des fluides élastiques est celui dont la capacité est la plus grande. Il y a toute raison, je pense, de considérer qu'il en devait être ainsi ; car plus les molécules d'un corps sont éloignées entre elles, plus la quantité de chaleur doit être grande pour produire sur ce corps un effet donné ».

La première partie de ce passage donnerait naturellement lieu à en inférer que j'avais entrepris de réfuter ce qui

l'avait déjà été. Mais il doit être à la connaissance personnelle du docteur Thomson que j'avais terminé et envoyé mon mémoire à Londres, plusieurs mois avant que celui de MM. Petit et Dulong fût publié. De plus, dans une question d'une telle importance pour la science physique, dont l'objet est d'établir si le thermomètre est un indicateur exact des accroissemens de température, on doit certainement désirer que la recherche soit dirigée d'après deux méthodes originales et indépendantes. Le docteur Thomson a mal jugé ma manière de voir relativement à la capacité. J'ai cherché à fournir par l'expérience quelque preuve que la capacité de l'eau pour la chaleur diminue à mesure que sa température s'élève du terme de sa congélation à celui de son ébullition; mais j'étais bien loin de vouloir violer les règles de la physique, au point de tirer une conséquence générale d'un cas particulier; et au contraire, pour faire voir que la proposition ne s'applique pas à tous les corps, j'ai émis l'idée que, peut-être, c'était une propriété particulière à l'eau, comme celle de se dilater par la diminution de sa chaleur, après avoir été refroidie à -4 degrés centigrades.

L'absence totale, dans les gaz, de l'attraction de cohésion, ce pouvoir qui gouverne les phénomènes des solides relativement à la chaleur, et modifie ceux des liquides, rend l'analogie des fluides élastiques, mise en avant par le docteur Thomson, entièrement insignifiante. « La circonstance ci-dessus relativement à l'eau, rend ce liquide particulièrement propre à servir de magasin et de régulateur de la température du globe. Puisqu'à nos chaleurs atmosphériques ordinaires, elle jouit de la plus grande faculté pour le calorique, de petites variations dans sa température lui donnent un grand pouvoir modifiant sur l'air ambiant ». Transactions philosophiques pour 1818, ou *Tilloch's magazine*, vol. 58. J'ai lu avec attention le mémoire de MM. Petit et Dulong relativement aux résultats de leurs expériences sur ce sujet, résultats que le docteur Thomson

annonce être directement contraires aux miens, mais je n'y ai rien pu trouver qui touche à ma proposition à l'égard de l'eau. Leurs expériences les portent à conclure que les capacités des corps *métalliques* suivans croissent avec l'élévation de leur température dans les proportions ci-après.

TABLE V.

Des Capacités pour la Chaleur.

	Capacités moyennes entre 0° et 100°.	Capacités moyennes entre 0° et 300°.
Mercure.	0,0330	0,0350
Zinc.	0,0927	0,1015
Antimoine.	0,0507	0,0549
Argent.	0,0557	0,0611
Cuivre.	0,0949	0,1013
Platine.	0,0335	0,0355
Verre.	0,1770	0,1900

La capacité moyenne du fer fut déterminée aux quatre intervalles de température, ainsi qu'il suit :

De 0° à 100° la capacité est de. 0, 098

De 0° à 200°. 0,1150

De 0° à 300°. 0,1218

De 0° à 350°. 0,1255

Si l'on estime les températures, comme quelques physiiciens l'ont proposé, par les rapports des quantités de chaleur que le même corps abandonne en se refroidissant jusqu'à une température déterminée, pour que ce calcul fût exact, il faudrait que le corps, en refroidissant par exemple de 300° à 0°, abandonnât trois fois autant de chaleur qu'en descendant de 100° à 0°. Mais il en fournit au-delà du triple; puisque les capacités sont croissantes; on trouverait donc

une température trop élevée. On a rassemblé dans le tableau suivant les températures qui résulteraient des quantités de chaleurs abandonnées en employant les différens métaux inscrits dans le tableau qui précède. Il faut supposer que ces métaux ont été tous placés dans un même bain liquide à 500° d'un thermomètre à air.

Fer.	552,2
Mercure.	518,2
Zinc.	528,5
Antimoine.	524,8
Argent.	529,5
Cuivre.	520,0
Platine.	517,9
Verre.	522,1

Il a été entrepris des expériences et établi des théorèmes pour déterminer la quantité absolue de chaleur dans les corps, et le terme de la privation totale de ce pouvoir, ou le froid absolu, sur l'échelle thermométrique. Le principe général d'après lequel la plupart de ceux qui se sont livrés à ces recherches ont procédé, est dû au docteur Irvine. En supposant, par exemple, que la capacité de la glace pour la chaleur soit à celle de l'eau comme 8 à 10, à la température de 0°, on sait que pour la conversion en eau d'un certain poids de glace, il faut autant de chaleur qu'il en serait nécessaire pour chauffer le même poids d'eau à 60 degrés centigrades. D'où il suit, que 60° représentent deux dixièmes ou un cinquième de la chaleur totale de l'eau liquide; et par conséquent, cette chaleur totale sera $5 \times 60 = 300$ au-dessous de 0°. Il est inutile de présenter des équations algébriques sur un principe probablement erroné, et qui certainement a donné lieu, dans l'expérience, à des résultats pour la plupart discordans. M. Dalton a traité ce sujet sous un point-de-vue général, dans sa section sur le zéro de température.

Si l'on établit le rapport de la capacité de la glace pour la chaleur à celle de l'eau, comme étant de 9 à 10, alors le terme du zéro réel sera de. 760° centig.

Des quantités de chaleur dégagées de
mélanges d'acide sulfurique et d'eau dans
des proportions différentes, et en compa-
rant la capacité du composé avec celles
des parties qui le constituent, Gadolin
déduisit les nombres ci-contre :

1610
952
821
1447
1777
949

M. Dalton, d'après la chaleur dégagée de mélanges d'acide sulfurique et d'eau. 3538

Id. . . . *Id.* . . . *Id.* . . . 2288

Id. . . . *Id.* . . . *Id.* . . . 3515

Il pense que ces nombres ne se rapprochent pas de plus près de la vérité que ceux de Gadolin.

D'après la chaleur dégagée dans l'extinction de la chaux, comparée aux chaleurs spécifiques du composé et de ses parties constituantes, la chaux et l'eau, M. Dalton donne le zéro à. 2350° centig.

D'après la chaleur dégagée d'un mélange d'acide nitrique et de chaux, il le porte à. 6093

Et d'après la chaleur dégagée dans la combustion de l'hydrogène, à. 2982

Les expériences de Lavoisier et de M. Laplace portent la chaleur dégagée de la chaux éteinte, à. 1887

Les mélanges d'acide sulfurique et d'eau, à. 4017

Id. . . . *Id.* . . . *Id.* . . . 1425

Ils évaluent la chaleur dégagée d'un mélange d'acide nitrique et de chaux, à. . . . 13225

Le docteur Irvine place le zéro au-dessous de — 1°, 11, à. 482

Et le docteur Crawford, *id.* *id.* . . . 815

Le résultat ci-dessus des expériences de Lavoisier et de

M. Laplace, sur un mélange d'acide nitrique et de chaux, font voir que le théorème est sous un point-de-vue très-absurde, car il place le zéro de froid *au-dessus* du point de fusion du platine. MM. Clément et Desormes, qui ont fait dernièrement des recherches sur la détermination du zéro absolu, ont acquis la conviction qu'il doit être placé à 266°,66 centigrades. Ce résultat est plus concevable; mais MM. Petit et Dulong ont été portés, par leurs recherches, à fixer le zéro absolu à l'infini. Cette opinion, disent-ils, rejetée par un grand nombre de physiciens, parce qu'elle conduit à la notion que la quantité de chaleur dans les corps est infinie, en supposant leur capacité constante, devient probable, actuellement qu'il est connu que les chaleurs spécifiques diminuent en raison de l'abaissement de la température. Et, en effet, les lois de cette diminution peuvent être telles, que l'intégrale de chaleur, prise à une température infiniment basse, ait cependant une valeur finie. Ils infèrent plus loin, que la quantité de chaleur qui se développe au moment de la combinaison des corps n'a aucun rapport avec la capacité des élémens; et que, dans le plus grand nombre de cas, cette perte de chaleur n'est suivie d'aucune diminution dans la capacité des composés formés. Cette conclusion, que MM. Petit et Dulong croient pouvoir tirer de leurs recherches, si elle est exacte, renverse le théorème du docteur Irvine, et détruit toutes les inductions qu'on en a tirées.

2. *Des effets que la chaleur produit, en général, sur les différentes formes de matière.*

Ces effets sont ou transitoires et physiques, ou permanens et chimiques, donnant lieu à un changement durable dans la constitution des corps. Il sera traité de ce second mode d'action du calorique à l'article COMBUSTION. Nous entrerons ici dans la discussion du premier de ces deux modes d'action, qui se divise naturellement dans les deux cas de changemens :

dans le volume des corps, lorsqu'ils conservent leur forme, et des changemens dans l'état des corps.

1. Les accroissemens successifs de leur volume que les corps éprouvent par des accroissemens successifs de leur température, ont été l'objet d'inombrables recherches. L'expansion des fluides est tellement plus grande que celle des solides par une même élévation de leur température, qu'il devient facile de reconnaître, dans certaines limites, l'augmentation de volume que des liquides et des gaz éprouvent dans une étendue médiocre de l'échelle thermométrique. Mais déterminer leurs dilatations avec la dernière exactitude, en obtenant des résultats qui ne soient point affectés des erreurs provenant de l'inégalité d'expansion du récipient, c'est un problème qui n'offre pas peu de difficulté. Il semble cependant, après un nombre de tentatives vaines par de précédens expérimentateurs, avoir été finalement résolu par MM. Petit et Dulong. L'expansion des solides avait été déjà mesurée avec une très-grande exactitude par plusieurs physiciens, notamment, en Angleterre, par Smeaton, Roy, Ramsden et Troughton; et en France, par Lavoisier et M. Laplace. La méthode imaginée par le général Roy, et mise par lui à exécution, conjointement avec Ramsden, consistait à opérer ainsi qu'il suit : les baguettes métalliques ou autres, soumises à l'expérience, étaient placées horizontalement dans une cuve rectangulaire d'eau, qui devait être convenablement chauffée. A une distance aliquote quelconque sur la baguette, étaient attachés, à angles droits, des microscopes-micromètres; de manière, que chacun d'eux étant ajusté, au commencement de l'expérience, à deux points immobiles extérieurement à l'appareil chauffant, lorsque la baguette s'allongeait par la chaleur, le déplacement des microscopes pouvait être déterminé, au moyen du mécanisme micrométrique, à une extrêmement petite quantité près, comme celle d'un vingt ou trente millième de centimètre.

L'appareil de Lavoisier et de M. Laplace consistait, comme celui de Smeaton, dans une suite de leviers ou barres; mais

il en différait en ce que la dernière barre imprimait un mouvement vertical à une lunette d'environ 2 mètres de foyer, dont la quantité de déplacement était déterminée par une échelle placée dans son champ de vision, à la distance de 100 à 200 mètres. Cette addition d'une lunette micrométrique était ingénieuse; mais le mécanisme, dans son ensemble, est susceptible d'un grand nombre d'objections qui ne pouvaient pas être faites à celui de Ramsden; et cependant encore, en considérant que ce mécanisme fut établi et dirigé par des hommes de génie, tels que les Lavoisier et Laplace, ses résultats doivent nous commander de la vénération.

Les recherches de MM. Petit et Dulong, sur la mesure des dilatations de quelques solides, ainsi que sur celle du mercure, sont également recommandables, et comme originales, et par leur précision physique. Ils les commencèrent par la dilatation du mercure. Leur procédé, en opérant avec ce corps, est fondé sur cette loi incontestable d'hydrostatique; que lorsque deux colonnes liquides communiquent entre elles par un tube latéral, les hauteurs verticales de ces deux colonnes sont précisément en raison inverse de leurs densités. Dans l'axe de deux cylindres de cuivre, exactement dressés, étaient fixés deux tubes verticaux de verre, communiquant ensemble à leur partie inférieure par un tube horizontal de verre, reposant sur une barre de fer bien établie de niveau. L'un des cylindres était chargé avec de la glace, et l'autre avec de l'huile, pouvant être chauffée à volonté au moyen d'une étuve placée au-dessous. Le syphon rectangulaire de verre renversé était rempli presque jusqu'au sommet de mercure, et la hauteur à laquelle le liquide était stationnaire dans chaque branche, se mesurait au moyen d'une lunette micrométrique, se retournant en un plan horizontal sur une baguette verticale. A la lunette était suspendu un niveau très-sensible à bulle d'air, et elle était susceptible d'être mise en mouvement, d'une très-petite quantité, vers le haut ou vers le bas, par une vis de rappel. La température de l'huile, le

milieu de chaleur, se mesurait au moyen de deux thermomètres, l'un à l'air et l'autre à mercure, dont les boules occupaient la presque totalité de l'étendue verticale du cylindre. L'allongement de la colonne chauffée de mercure pouvait être rigoureusement reconnu, en dirigeant la vue à travers le micromètre, d'abord à la surface de cette colonne, et ensuite à celle de la colonne maintenue froide par la glace. Après avoir ainsi déterminé, par une suite d'expériences faites avec beaucoup de soin, la dilatation du mercure à différents intervalles du thermomètre, MM. Petit et Dulong cherchèrent alors à reconnaître l'expansion du verre par les dilatations apparentes du mercure dans un vase de verre qui le contient. Après avoir rempli de mercure, bien purgé, par l'ébullition, d'air et d'humidité, un tube à thermomètre, ils plongeaient ce tube dans la glace, en l'y tenant jusqu'à ce que le liquide fût devenu stationnaire; et alors ils coupaient transversalement le tube au point où le mercure s'était arrêté. Ils en prenaient ensuite le poids exact, après quoi ils le mettaient pendant quelque temps dans l'eau bouillante. Ce tube, retiré de l'eau, et bien essuyé, était pesé de nouveau. On connaissait ainsi la quantité de mercure qui en était sortie, en le portant de la température de la glace fondante à celle de l'eau bouillante; et cette quantité, comparée avec le poids total du mercure dans le tube, lorsqu'il fut mis d'abord dans la glace fondante, donnait la dilatation de volume qu'avait éprouvée ce liquide. Ce procédé est précisément le même que celui employé, il y a long-temps, par M. Crighton, ainsi que par moi-même; et c'est d'après ce procédé, que je portai, dans mon mémoire, à 27.^e la dilatation apparente du mercure dans le verre.

MM. Petit et Dulong cherchèrent ensuite à mesurer l'expansion d'autres solides, et ils y parvinrent avec beaucoup d'habileté, en introduisant une baguette cylindrique du solide, du fer, par exemple, dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, après avoir soudé à l'extrémité de ce

tube un autre tube capillaire, qu'on remplissait de mercure, purgé, par l'ébullition, d'air et d'humidité. En exposant alors ce tube à diverses températures, et déterminant les poids du mercure qui en sortait, il était aisé d'en déduire la dilatation du fer; ce volume sorti représente évidemment la somme des dilatations du mercure et du métal, diminuée de la dilatation du verre. Pour faire le calcul, il est nécessaire de connaître les volumes de ces trois corps à la température de la glace fondante; or, celui du fer s'obtient, en divisant son poids par sa densité prise à zéro. On déduit, de la même manière, le volume du verre du poids du mercure qui le remplit à la même température; enfin, celui du mercure est évidemment la différence des deux premiers. Le procédé qui vient d'être indiqué peut s'appliquer également aux autres métaux, en prenant seulement la précaution d'en oxider la surface, pour empêcher l'amalgamation du mercure.

Je fis, en 1812 et 1813, un grand nombre d'expériences sur la mesure de la dilatation des solides avec un appareil micrométrique d'une construction particulière. En opérant avec des baguettes de zinc, je me trouvai particulièrement embarrassé, en reconnaissant, après d'innombrables essais, qu'elles s'allongeaient constamment par des échauffemens et refroidissemens alternatifs. Il semblerait que les plaques qui composent ce métal, en glissant l'une sur l'autre par la force expansive de la chaleur, présentent assez de frottement d'adhérence pour empêcher leur rétraction de s'effectuer entièrement. Il serait à désirer qu'on pût connaître la limite de cet effet, et s'assurer quels sont les autres métaux susceptibles du même changement. J'espère pouvoir terminer dans peu ces recherches pyrométriques.

Je vais présenter ici une table très-étendue de dilatation, récemment compilée d'après les meilleures expériences.

TABLE I.

Dilatation linéaire des Solides par la Chaleur.

Dimensions que prend, à 100 degrés, une barre dont la longueur à 0° est 1,000000.

Verre (en tubes).	Smeaton.	1,00083333
<i>Idem.</i>	Roy.	1,00077615
<i>Idem.</i>	Deinc, moyenne.	1,00082800
<i>Idem.</i>	Dulong et Petit.	1,00086130
<i>Idem.</i>	Lavoisier et Laplace.	1,00081166
Verre (en plaques).	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,000890890
<i>Idem</i> crown glass.	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00087572
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00089760
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00091751
<i>Idem</i> (en baguettes).	Roy.	1,00080787
Sapin.	Roy, comme le verre.	
Platine.	Borda.	1,00085655
<i>Idem.</i>	Dulong et Petit.	1,00088420
<i>Idem.</i>	Troughton.	1,00099180
<i>Idem</i> (et verre).	Berthoud.	1,00110000
Palladium.	Wollaston.	1,00100000
Antimoine.	Smeaton.	1,00108300
Fonte de fer prismatique.	Roy.	1,00110940
Fonte de fer.	Lavoisier, p ^r le d ^r Young.	1,00111111
Acier.	Troughton.	1,00118990
Acier (en baguettes).	Roy.	1,00114470
Acier boursoufflé.	Phil. Trans. 1795, 428.	1,00112500
<i>Idem.</i>	Smeaton.	1,00115000
Acier non trempé.	Lavoisier et Laplace.	1,00107875
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00107956
Acier trempé jaune.	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00126900
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00138600
<i>Id.</i> <i>Id.</i> <i>Id.</i> à une chaleur plus élevée.	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00123956
Acier.	Troughton.	1,00118980
Acier dur.	Smeaton.	1,00122500
Acier recuit.	Muschenbroek.	1,00122000
Acier trempé.	<i>Idem.</i>	1,00137000
Fer.	Borda.	1,00115600

Dilatations
en fractions vulgaires. $\frac{1}{1116}$ $\frac{1}{1148}$ $\frac{1}{1172}$ $\frac{1}{1196}$ $\frac{1}{1220}$ $\frac{1}{1244}$ $\frac{1}{1268}$ $\frac{1}{1292}$ $\frac{1}{1316}$ $\frac{1}{1340}$ $\frac{1}{1364}$ $\frac{1}{1388}$ $\frac{1}{1412}$ $\frac{1}{1436}$ $\frac{1}{1460}$ $\frac{1}{1484}$ $\frac{1}{1508}$ $\frac{1}{1532}$ $\frac{1}{1556}$ $\frac{1}{1580}$ $\frac{1}{1604}$ $\frac{1}{1628}$ $\frac{1}{1652}$ $\frac{1}{1676}$ $\frac{1}{1700}$ $\frac{1}{1724}$ $\frac{1}{1748}$ $\frac{1}{1772}$ $\frac{1}{1796}$ $\frac{1}{1820}$ $\frac{1}{1844}$ $\frac{1}{1868}$ $\frac{1}{1892}$ $\frac{1}{1916}$ $\frac{1}{1940}$ $\frac{1}{1964}$ $\frac{1}{1988}$ $\frac{1}{2012}$

Fer.	Smeaton.	1,00125800	
Fer doux forgé.	Lavoisier et Laplace.	1,00122045	
Fer rond passé à la filière.	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,001235044	
Fil de fer.	Troughton.	1,00144010	
Fer.	Dulong et Petit.	1,00118223	$\frac{1}{742}$
Bismuth.	Smeaton.	1,00139200	
Or recuit.	Muschenbroek.	1,00146000	
Or.	Ellicot, par comparaison.	1,00150000	
<i>Idem</i> au titre.	Lavoisier et Laplace.	1,00146606	$\frac{1}{751}$
<i>Idem</i> , Paris, non recuit.	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00155155	$\frac{1}{691}$
<i>Idem</i> <i>Idem</i> , recuit.	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00151361	$\frac{1}{681}$
Cuivre.	Muschenbroek.	1,0019100	
<i>Idem</i>	Lavoisier et Laplace.	1,00172244	$\frac{1}{711}$
<i>Idem</i>	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00171222	$\frac{1}{724}$
<i>Idem</i>	Troughton.	1,00191880	
<i>Idem</i>	Dulong et Petit.	1,00171821	$\frac{1}{734}$
Laiton.	Borda.	1,00178300	
<i>Idem</i>	Lavoisier et Laplace.	1,00186671	
<i>Idem</i>	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00188971	
Laiton en écaille, supposé de Ham-			
bourg.	Roy.	1,00185540	
Fonte de laiton.	Smeaton.	1,00187500	
Laiton anglais en plâques, en ba-			
guettes.	Roy.	1,00189280	
<i>Idem</i> <i>Idem</i> en forme d'auge.	<i>Idem</i>	1,00189490	
Laiton.	Troughton.	1,00191880	
Fil de laiton.	Smeaton.	1,00193000	
Laiton.	Muschenbroek.	1,00216000	
Cuivre, 8; étain, 1.	Smeaton.	1,00181700	
Argent.	Herbert.	1,00189000	
<i>Idem</i>	Ellicot, p ^r comparaison.	1,0021000	
<i>Idem</i>	Muschenbroek.	1,00212000	
<i>Idem</i> de coupelle.	Lavoisier et Laplace.	1,00190974	$\frac{1}{724}$
<i>Idem</i> , au titre de Paris.	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00190868	$\frac{1}{714}$
Argent.	Troughton.	1,0020826	
Laiton, 16 parties; étain, 1.	Smeaton.	1,00190800	
Métal de miroir.	<i>Idem</i>	1,00193300	
Soudure de zinc; laiton, 2 parties;			
zinc, 1.	<i>Idem</i>	1,00205800	
Étain de Malacca.	Lavoisier et Laplace.	1,00193765	$\frac{1}{714}$
Étain de Falmouth.	<i>Idem</i> <i>Idem</i>	1,00217298	$\frac{1}{641}$

Potée fine.	Smeaton.	1,00228300	
Étain en grenaille.	<i>Idem.</i>	1,00248300	
Étain. :	Muschenbroek.	1,00284000	
Soudure molle, plomb, 2 parties; étain, 1.	Smeaton.	1,00250800	
Zinc, 8; étain, 1, un peu battu.	<i>Idem.</i>	1,00269200	
Plomb.	Lavoisier et Laplace.	1,00284836	$\frac{1}{114}$
<i>Idem.</i>	Smeaton.	1,00286700	
Zinc.	<i>Idem.</i>		
Zinc, réduit par l'action du mar- teau, à un tiers d'épaisseur.	<i>Idem.</i>	1,00294200	
	Smeaton.	1,00301100	
Verre de 0° à 100°.	Dulong et Petit.	1,00086130	$\frac{1}{1467}$
<i>Idem.</i> , de 100° à 200° centigrades.	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,00891827	$\frac{1}{1015}$
<i>Idem.</i> , de 200° à 300° centigrades.	<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,000101114	$\frac{1}{927}$

Les deux dernières mesures ont été prises au moyen d'un thermomètre à air.

Pour obtenir l'expansion en volume, il faut multiplier les quantités décimales dans la table par trois, ou diviser les dénominateurs des fractions vulgaires par trois; le quotient, dans l'un ou l'autre cas, sera la dilatation cherchée.

On voit qu'un métal condensé, dont les molécules ont été forcées de se rapprocher, en les passant à la filière, s'étendent davantage, ainsi qu'on pouvait s'y attendre, que les métaux dans leur état d'aggrégation moins serrée. Je regarde le résultat pour la potée comme devant être inexact. Le plomb doit certainement communiquer à l'étain une plus grande faculté d'expansion. La mesure de celle du platine, par Borda, est importante. Elle fut observée avec les règles qui servaient à mesurer la base du plan trigonométrique en France. Les observations dans la table, sur l'acier trempé, sont dues, je crois, à l'artiste très-distingué, M. Fortin, quoiqu'elles soient insérées dans la table que M. Biot a publiée, en les attribuant à Lavoisier et à M. de Laplace.

La quantité de dilatation des métaux devient d'une très-grande utilité à déterminer, dans certains cas, tels que ceux du changement de dimension dont les instrumens d'astronomie sont susceptibles. C'est ainsi qu'en mesurant une base

dans la grande opération du méridien de la France, Borda chercha à éviter les incertitudes provenant de l'expansion des baguettes ou verges de mesurage, en combinant des barres métalliques, de manière qu'elles indiquaient elles-mêmes leurs variations de température et de longueur. Une règle de platine, longue d'environ quatre mètres, était attachée par l'une de ses extrémités à une règle de cuivre un peu plus courte, qui, étant placée dans une position horizontale, reposait librement sur sa surface; du côté de l'autre extrémité de la règle de cuivre étaient tracés, sur la règle de platine, des divisions linéaires très-exactes, en millièmes de parties de la longueur totale de cette règle. L'extrémité de la règle de cuivre portait un vernier, dont les coïncidences, avec les divisions tracées sur la règle de platine, s'observaient au moyen d'un microscope. Or, les dilatations du platine et du cuivre étant inégales pour des changemens égaux de température, on concevra facilement que le vernier de la règle de cuivre devait correspondre à des divisions différentes sur la règle de platine, suivant que la température variait. A l'aide de ces changemens, Borda put connaître à chaque instant la température commune de ces deux barres, et le rapport des dilatations absolues de leurs deux métaux. La valeur des divisions du vernier avait été préalablement déterminée, en plongeant la barre et son vernier dans une cuve de bois oblongue, contenant de l'eau à différentes températures. Il suffisait donc des indications de ce thermomètre métallique, pour avoir la véritable température des barres dans l'atmosphère, et, par conséquent, estimer la compensation à faire sur les baguettes, mesure, ou barres, pour les amener à la longueur véritable, au terme donné de température.

Une connaissance exacte de la dilatation des métaux est nécessaire aussi pour régler la longueur du pendule dans les horloges astronomiques. Lorsque la boule ou lentille d'un pendule ou balancier à secondes est descendue de $\frac{1}{100}$ de pouce (environ 0,25 millimètres), l'horloge retardera de 10

secondes dans vingt-quatre heures; et par conséquent, pour $\frac{1}{1000}$ de pouce (environ 0,025 millimètres), le retard sera d'une seconde par jour; or, comme la longueur effective du pendule à seconde est de $0,99584^m$ (*), on sait, d'après la table précédente d'expansion, qu'un changement d'environ 17 degrés centigrades de température, altérera la longueur de ce pendule d'environ $\frac{1}{1000}$, équivalant à près de 0,195 millimètres; ce qui correspond à environ huit secondes d'erreur dans le jour. La première, la plus simple et la plus parfaite invention pour éviter ces variations, est due à Graham. La lentille de son pendule compensateur consistait dans un cylindre de verre long d'environ 15 centimètres, contenant 4 ou 5 kilogrammes de mercure. En raison de ce que la verge de fer ou d'acier, auquel ce cylindre était suspendu, éprouvait de dilatation par la chaleur, le mercure se dilatait aussi, et il s'élevait au-delà du centre d'oscillation, autant que l'allongement de la verge l'avait déprimé. M. Biot, dont l'exactitude est connue, a fait voir que si la verge de suspension était de verre, la longueur du cylindre de mercure devrait être de $\frac{1}{10}$ de la longueur totale du pendule, c'est-à-dire, environ 100 millimètres; mais la dilatation du fer étant plus grande dans le rapport assez voisin de celui de trois à deux, il s'ensuit que la longueur du cylindre, dans le dernier cas, est égale à environ 152 millimètres. Feu le très-ingénieur Gavin Lowe prescrivait, avec une verge d'acier, un cylindre de verre de 50 millimètres de diamètre intérieur, contenant 160 millimètres de hauteur verticale de mercure, pesant 4,5

(*) Cette longueur, pour un pendule mesurant les secondes à Paris, devrait être, d'après Borda, de 3 pieds 8 $\frac{4}{100}$ lignes ou 994 millim. Suivant Brisson, la longueur d'un pendule, faisant 100,000 vibrations par jour, devrait être de 328,933 lignes ou 742 millim.; et à l'Observatoire de Paris latitude à laquelle les corps décrivent $4,9044^m$ dans la première seconde de leur chute, la longueur du pendule simple, faisant 100,000 oscillations dans un jour moyen, y est de $0,741883^m$. (Trad.)

kilogrammes. Il trouva, par un calcul très-exact, que si un pareil pendule marchait parfaitement, le thermomètre étant à environ 1° centigrades, mais qu'à 32° centigrades, il retardât d'une seconde dans vingt-quatre heures, on pourrait y remédier, en mettant environ 285 grammes de mercure de plus, ou, en retirant cette quantité, si le mouvement du pendule était accéléré, dans vingt-quatre heures, d'une seconde de plus à 32° centigrades qu'à -1° centigrade; et pour le $\frac{1}{10}^{\circ}$ d'une seconde de déviation dans vingt-quatre heures, la compensation consiste dans l'addition ou la soustraction d'un dixième ou de 28,5 grammes de mercure. Il a été publié, par M. Firminger, un mémoire intéressant sur ce sujet, dans le *Philosophical Magazine*, pour août 1819.

La roue du balancier d'une montre varie dans le temps de ses oscillations, par ses expansions et contractions, suivant les différences de température. Il a été inventé par Arnold, une roue composée de lames concentriques de deux métaux qui, par leur différence de dilatation, obvient à cette défec-tuosité. Cette roue, sous le nom de balancier compensateur, a procuré un perfectionnement d'un avantage incalculable pour l'exactitude des chronomètres en usage dans la marine. Nous décrirons, à l'article THERMOMÈTRE, un élégant instru-ment construit par de semblables principes, par le célèbre M. Bréguet.

TABLE II.

*Dilatation du volume de liquides, chauffés de zéro
à 100 degrés.*

Mercure, Dalton.	0,020000	$\frac{1}{50}$
<i>Idem.</i> Lord Charles Cavendish.	0,018870	$\frac{1}{53}$
<i>Idem.</i> Deluc.	1,018000	$\frac{1}{56}$
<i>Idem.</i> Général Roy.	0,017000	$\frac{1}{59}$
<i>Idem.</i> Shuckburgh.	0,01851	$\frac{1}{54}$
<i>Idem.</i> Lavoisier et Laplace.	0,01810	$\frac{1}{55,11}$

Mercure, Haellstroem.	0,0181800	$\frac{1}{55}$
<i>Idem.</i> Dulong et Petit.	0,0180180	$\frac{1}{55,50}$
<i>Idem. Id.</i> 100° centigrades à 200°.	0,0184351	$\frac{1}{54,25}$
<i>Idem. Id.</i> 200° cent. à 300°.	0,0188700	$\frac{1}{53}$
<i>Idem, Id.</i> dans le verre, de 0° centig. à 100°.	0,015432	$\frac{1}{64,8}$
<i>Idem. Id. Id.</i> de 100° centig. à 200°.	0,015680	$\frac{1}{63,78}$
<i>Idem. Id. Id.</i> de 200° centig. à 300°.	0,0158280	$\frac{1}{63,18}$
Eau, Kirwan, à partir de + 4° centigr., son maximum de densité.	0,04332	$\frac{1}{23,08}$
Acide muriatique (pesanteur spécifi- que 1,137). Dalton.	0,0600	$\frac{1}{17}$
Acide nitrique (pesant. spéc. 1,40). <i>Idem.</i>	0,1100	$\frac{1}{9}$
Acide sulfurique (pesant. spéc. 1,85). <i>Idem.</i>	0,0600	$\frac{1}{17}$
Alcool. <i>Idem.</i>	0,1100	$\frac{1}{9}$
Eau. <i>Idem.</i>	0,0460	$\frac{1}{22}$
Eau saturée de sel commun. <i>Idem.</i>	0,0500	$\frac{1}{20}$
Éther sulfurique. <i>Idem.</i>	0,0700	$\frac{1}{14}$
Huiles fixes. <i>Idem.</i>	0,0800	$\frac{1}{12,5}$
Huile de térébenthine. <i>Idem.</i>	0,0700	$\frac{1}{14}$
Les quantités données par M. Dalton sont probablement trop grandes, comme cer- tainement c'est le cas avec le mercure; ses expériences étant peut-être modifiées par ses notions hypothétiques.		
Eau saturée de sel commun, Robison.	0,05198	$\frac{1}{19}$

Le docteur Young, dans son inappréciable *Catalogue raisonné, Natural Philosophy*, vol. XI, page 391, donne la table qui suit des expansions de l'eau, table formée de la réunion comparative des expériences de Gilpin, Kirwan et Achard.

Il dit, que les degrés du thermomètre de Fahrenheit, reconnus, de manière ou d'autre, depuis 39 degrés, étant appelés f , l'expansion de l'eau est à-peu-près exprimée par $22 f^2$ ($1 - 0.02 f$) en 10 millionièmes; et la diminution de la pesanteur spécifique par $0,0000022 f^2 - 0,00000000472 f^3$. Cette équation (dans laquelle f serait représenté par 39° Fahrenheit, ou + 4 degrés centigrades) est, aussi bien que la table, très-importante pour la réduction des pesanteurs spécifiques des corps, prises en les pesant dans l'eau.

Degrés centigr.	Pes. spécifique.	Diminution de la pes. spéc.	Expansion.
-1,°11	0,99980	0,00020	
0,°	0,99988	0,00012	
+1,11	0,99994	0,00006	
3,89	1,00000	0,00000	
6,67	0,99994	0,00006	
8,89	0,99982	0,00018	
9,44	0,99978	0,00032	
12,22	0,99951	0,00049	
15,°	0,99914	0,00086	
15,56	0,99906	0,00094	
17,78	0,99867	0,00133	
20,56	0,99812	0,00188	
23,33	0,99749	0,00251	
25,°	0,99701	Achard	0,00299
26,11	0,99680	Gilpin 0,00320	0,00321
27,78	0,99612	Kirwan 0,00388	0,00389
32,22	0,99511	Gilpin 0,00489	0,00491
37,78	0,99313	0,00687	0,00691
38,89	0,99246	Kirwan 0,00754	0,00760
50,°	0,98757	0,01243	0,01258
	0,98872	Deluc 0,01128	
61,11	0,98199	Kirwan 0,01801	0,01833
72,22	0,97583	0,02417	0,02481
75,°	0,97480	Deluc 0,02520	
85,35	0,96900	Kirwan 0,03100	0,03198

Degrés centigr.	Pes. spécifique.	Diminution de la pes. spic.	Expansion
94,44	0,96145	0,03855	0,04005
100,0	0,95848	0,04152	0,04335

Deluc, ayant introduit dans une suite de tubes à thermomètres de verre les liquides suivans, prit note de leurs indications comparatives d'expansion, à différens degrés de chaleur, mesurés sur le thermomètre de Réaumur, sur lequel 80° est le terme de l'ébullition de l'eau, et 0° celui de la glace fondante.

TABLE des indications thermométriques par DELUC.

MERCURE.			Huile d'olive.	Huile essentielle de camomille.	Huile de thim.	Alcool.	Sau- mure.	Eau.
Réa- mur	Cen- tigrad.	Fahr.						
80°	100°	212°	80°	80°	80°	80°	80°	80°
75	95 $\frac{1}{2}$	200 $\frac{1}{2}$	74,6	74,7	74,3	73,8	74,1	71,9
70	87,5	189 $\frac{1}{2}$	69,4	69,5	68,8	67,8	68,4	62,9
65	81,1	178 $\frac{1}{2}$	64,4	64,3	63,5	61,9	62,6	57,5
60	75,1	167	59,3	59,1	58,3	56,2	57,1	45,8
55	68 $\frac{1}{2}$	155 $\frac{1}{2}$	54,2	53,9	53,3	50,7	51,7	38,5
50	62 $\frac{1}{2}$	144 $\frac{1}{2}$	49,2	48,8	48,3	45,3	46,6	32,9
45	56 $\frac{1}{2}$	133 $\frac{1}{2}$	44,0	43,6	43,4	40,2	41,2	26,1
40	50	122	39,2	38,6	38,4	35,1	36,3	20,5
35	45 $\frac{1}{2}$	110 $\frac{1}{2}$	34,2	33,6	33,5	30,3	31,3	15,9
30	37 $\frac{1}{2}$	99 $\frac{1}{2}$	29,3	28,7	28,6	25,6	26,5	11,2
25	31 $\frac{1}{2}$	88 $\frac{1}{2}$	24,5	23,8	23,8	21,0	21,9	7,3
20	25	77	19,3	18,9	19,0	16,5	17,3	4,1
15	18 $\frac{1}{2}$	65 $\frac{1}{2}$	14,4	14,1	14,2	12,2	12,8	1,6
10	12 $\frac{1}{2}$	54 $\frac{1}{2}$	9,5	9,3	9,4	7,9	8,4	0,2
5	6 $\frac{1}{2}$	43 $\frac{1}{2}$	4,7	4,6	4,7	3,9	4,2	0,4
0	0	32	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0
- 5	6 $\frac{1}{2}$	20 $\frac{1}{2}$				-3,9	-4,1	
-10	12 $\frac{1}{2}$	9 $\frac{1}{2}$				-7,7	-8,1	

Comme ces résultats de Deluc me semblent importants, en ce que nous pouvons, d'après eux, comparer directement les

dilatations du verre dans ces différens liquides thermométriques, j'ai ajouté à la table ci-dessus les deux colonnes centigrades et Fahrenheit, pour présenter à-la-fois les réductions dans ces deux échelles thermométriques. L'alcool était d'une force telle, que sa flamme allumait la poudre à canon, et il fut reconnu qu'une petite différence dans la force de l'esprit ne changeait pas beaucoup les résultats. La saumure était de l'eau saturée de sel commun.

M. Biot, dans le premier volume de son important ouvrage, *Traité de Physique*, a fait la recherche de plusieurs formules empiriques, pour représenter les lois de dilatation des différens liquides. Elles sont trop compliquées pour un ouvrage de cette nature. Il fait voir que pour tous les liquides, dont les dilatations ont été jusqu'à présent observées, la marche générale de cette dilatation peut être représentée, pour toute température, par une expression de cette forme $\delta t = at + bt^2 + ct^3$; expression dans laquelle t désigne la température en degrés du thermomètre à mercure; a b c sont des coefficients constans qui dépendent de la nature du liquide; et δt , la dilatation vraie pour l'unité de volume, comptée de la température de la glace fondante. Nous nous bornerons à citer un exemple, qui suffira pour faire apprécier les grandes ressources géométriques de ce physicien. Pour l'huile d'olive, la formule devient $D_T = 0,95067 T + 0,00075 T^2 - 0,000001667 T^3$.

Le tableau qui suit présente ses résultats, comparés avec l'expérience.

Degrés du thermom. à mercure.	Calculés.	Observés.
80°	80°	80°
70	69,64	69,41
60	59,37	59,3
50	49,2	49,2
40	39,12	39,2
30	29,15	29,3
20	19,30	19,3
10	9,58	9,5
	0,0	0. 16°

M. Gay-Lussac a essayé dernièrement de découvrir quelque loi qui correspondrait à la marche de dilatation par la chaleur de liquides *différens*; dans cette vue, au-lieu de comparer les dilatations de liquides différens au-dessus ou au-dessous d'une température uniforme pour tous, il partit d'un point variable, quant à la température, mais uniforme à partir du terme où la force répulsive des molécules des corps est la même, c'est-à-dire, du degré de l'ébullition de chaque liquide sous une pression donnée. Parmi ceux des liquides qu'il examina, il en trouva deux qui se dilatent également à partir de ce point, savoir : l'alcool et le sulfure de carbone, dont le premier bout à $78^{\circ},41$, et l'autre à $46^{\circ},60$. Les autres liquides n'offrent pas, à cet égard, la même ressemblance. Une autre analogie entre les deux liquides ci-dessus, consiste en ce que le même volume de chacun d'eux produit à son terme d'ébullition, sous la même pression atmosphérique, le même volume de vapeur, ou, en d'autres termes, que les densités des vapeurs sont entre elles comme celles des liquides à leurs températures respectives d'ébullition. On a présenté, dans la table qui suit, les résultats obtenus par ce chimiste distingué.

TABLE des contractions de 1000 parties en volume,
par refroidissement.

TEMPÉRATURES.	EAU		ALCOOL		SULFURE de carbone.		ÉTHER	
	Contraction par expériences.	Contraction par calcul.	Contraction par expériences.	Contraction par calcul.	Contraction par expériences.	Contraction par calcul.	Contraction par expériences.	Contraction par calcul.
Ebulli- tion.	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
— 5°	3,34	3,35	5,55	5,56	6,14	6,07	8,15	8,16
— 10	6,61	6,65	11,43	11,24	12,01	12,08	16,17	16,01
— 15	10,50	9,89	17,51	17,00	17,98	17,99	24,16	25,60
— 20	13,15	13,05	24,54	25,41	25,80	25,80	31,85	30,92
— 25	16,06	16,06	29,15	28,60	29,65	29,50	39,14	38,08
— 30	18,85	18,95	34,74	34,37	35,06	35,05	46,42	45,04
— 35	21,52	21,67	40,28	40,05	40,48	40,43	52,06	51,86
— 40	24,10	24,20	45,68	45,66	45,77	45,67	58,77	58,77
— 45	26,50	26,52	50,85	51,11	51,08	50,70	65,48	65,20
— 50	28,56	28,61	56,02	56,37	56,28	55,52	72,01	71,79
— 55	30,60	30,43	61,01	61,45	61,14	60,12	78,58	78,56
— 60	32,42	31,96	65,96	68,23	66,21	64,48		
— 65	34,02	33,19	70,74	70,75				
— 70	35,47	34,99	75,48	74,93				
— 75	36,70	34,65	80,11	78,75				

Les expériences furent faites dans des tubes thermétriques scellés hermétiquement.

L'alcool, à 78°,41 centigrades, produit 488,3, son volume de vapeur à 100°. Le sulfure de carbone, à 46°,60, donne 491,1 son volume de vapeur.

L'éther, à 35°,66, 285,9 son volume.

L'eau à 100° centigrades, 1653,1 son volume.

Le docteur Thomson, en traitant de l'expansion, observe que les différentes espèces de verre présentent, à cet égard, tant de différence entre eux, qu'on ne peut établir de règle générale de dilatation de ces corps. *Système*, vol. I, page 75;

et traduction française, vol. I, page 85. Mais cette assertion ne s'accorde pas avec les résultats de MM. Petit et Dulong, non plus qu'avec mes mesures pyrométriques. « Nous n'avons trouvé, disent ces observateurs, dont l'exactitude est connue, aucune différence appréciable entre les effets observés dans des tubes de verre ordinaire tirés de diverses fabriques, quels que fussent d'ailleurs leur calibre intérieur et l'épaisseur de leurs parois ». Je crois que les différences sont provenues des erreurs commises dans les mesures pyrométriques préalables appliquées à un corps dont la dilatation est si petite. Le général Roi, le plus exact peut-être de tous les expérimentateurs, trouva une fois, qu'un tube de verre se dilatait quatre fois autant qu'une baguette de cette substance; et depuis il reconnut, au contraire, que la baguette se dilatait de $\frac{1}{3}$, de plus que le tube, le verre provenant du même pot dans la verrerie. J'ai trouvé qu'une baguette et un tube faits avec le verre du même pot, se dilataient d'une même quantité dans une étendue d'environ 200° centigrades; et je crois que le cristal ou flint-glass, tel qu'on l'emploie en Angleterre pour des opérations chimiques, est d'une uniformité remarquable dans la marche de dilatation par la chaleur dans les mêmes intervalles de l'échelle thermométrique. Les dilatations du crown-glass et le verre de glace ne diffèrent pas considérablement entre elles.

La différence dans la quantité d'expansion des liquides par le même degré de température a été expliquée théoriquement par le docteur Thomson, ainsi qu'il suit :

« L'expansion des liquides diffère de celle des fluides élastiques, non-seulement en quantité, mais encore parce qu'elle n'a pas uniformément lieu par des additions égales de température à chacun d'eux. Cette différence paraît provenir de la fixité ou de la volatilité des parties composantes des corps liquides; car, en général, ceux de ces corps dont l'ébullition a lieu aux températures les plus basses, ou qui contiennent quelque principe susceptible de prendre facilement la forme gazeuse, sont aussi ceux qui se dilatent le plus par

une quantité donnée d'addition de chaleur. Ainsi, par une même augmentation de température, le mercure se dilate beaucoup moins que l'eau, qui entre en ébullition à une température de beaucoup inférieure à celle qu'exige le mercure, et la dilatation de l'alcool est beaucoup plus considérable que celle de l'eau, parce que le terme de son ébullition est moins élevé. L'acide nitrique se dilate aussi beaucoup plus que l'acide sulfurique, non-seulement parce que le premier de ces acides entre en ébullition à une température moins élevée, mais encore parce qu'une portion de cet acide a de la tendance à prendre la forme d'un fluide élastique. Cette règle de la dilatation des liquides est au-moins celle que j'ai reconnue dans tous ceux que j'ai examinés jusqu'à présent sous ce rapport, et j'en conclus qu'on peut considérer comme un fait assez général, que plus la température nécessaire pour faire bouillir un liquide est élevée, moins il y aura de dilatation produite dans ce liquide par une addition de chaleur; ou, en d'autres termes, que l'expansibilité des liquides est à-pen-près en raison inverse de leur température d'ébullition». *Thomson Chemistry 5 th. edition*, vol. I, pages 66 et 67; et traduction française, vol. I, pages 78 et 79.

Le docteur Thomson, après avoir ainsi établi cette loi relativement à la dilatation des liquides, ajoute : « Une autre circonstance mérite, à cet égard, une attention particulière. L'expansibilité de chacun de ces corps semble augmenter avec la température; ou, en d'autres termes, plus la température d'un liquide est voisine de son terme d'ébullition, et plus grande est la dilatation que ce liquide éprouve par l'addition d'un degré de chaleur; et, d'un autre côté, plus la température d'un liquide s'éloigne de celle à laquelle il commence à bouillir, et moins il y a d'augmentation produite dans son volume par l'addition d'un degré de chaleur : Il en résulte que l'expansibilité des liquides augmente d'autant plus lentement, que le terme d'ébullition est plus élevé.

« La table qui suit présente la dilatation de différens liquides

depuis la température de 0° jusqu'à celle de 100°, en supposant le volume de ces liquides à 0° = 1 ». Mêmes volumes et pages; *Systeme*, I—67; et traduction française, I—79.

	Pesanteurs spécifiques.	Termes d'ébullition, centigrade.
" Alcool.	0,1100 = $\frac{1}{9}$	78,89
Acide nitrique (pes. spéc. 1,40). . .	0,1100 = $\frac{1}{9}$	119,04
Huiles fixes.	0,080 = $\frac{1}{13}$	315,5
Éther sulfurique.	0,070 = $\frac{1}{14}$	36,67
Huile de térébenthine.	0,070 = $\frac{1}{14}$	156,66
Acide muriat. (pes. spéc. 1,137). . .	0,060 = $\frac{1}{17}$	102,77
Acide sulfur. (pes. spéc. 1,85). . .	0,060 = $\frac{1}{17}$	326,66
Eau saturée de sel commun.	0,05 = $\frac{1}{20}$	107,22
Eau.	0,466 = $\frac{1}{21}$	100,0
Mercure.	0,02 = $\frac{1}{50}$	346,66

J'ai ajouté à la table que donne le docteur Thomson, les termes d'ébullition, tels qu'il les établit dans son système. On remarque dans cette table, que l'alcool et l'acide nitrique ont la même quantité d'expansion, quoique les distances de leurs termes respectifs d'ébullition, à partir de 0°, soient comme 3 à 2. Cette table présente encore l'huile fixe comme ayant une quantité d'expansion plus *grande* que celle de l'éther; et quoique le terme d'ébullition de l'huile fixe soit environ *dix fois* celui de l'éther, à compter de zéro. L'éther et l'huile de térébenthine se dilatent dans la même proportion, et cependant leurs termes d'ébullition diffèrent de 120°. L'acide muriatique et l'acide sulfurique se dilatent aussi d'une même quantité, quoique leurs termes d'ébullition et leurs tendances à prendre la forme élastique soient très-différentes. Enfin; l'eau se dilate *moins* que l'acide sulfurique, tandis que son terme d'ébullition est considérablement plus *bas*.

Le mercure, dans ses dilatations, suit la marche des métaux fluides; et par conséquent, il ne peut être convenablement comparé aux liquides huileux, aqueux ou spiritueux.

Dans les métaux solides, les dilatations semblent être d'autant plus grandes, qu'ils ont moins de ténacité et de

densité, pourvu qu'elles soient exactement mesurées par l'appareil de Sméaton, ce dont cependant j'ai quelque raison de douter. L'antimoine et le bismuth offrent des exceptions remarquables à cette position générale. La moindre courbure dans les baguettes se dilatant, fera évidemment paraître les dilatations trop petites. Si la dilatabilité métallique varie avec quelque fonction inconnue de densité et de ténacité, comme cela est probable *à priori*, nous devrions nous attendre à ce que la dilatation augmentât avec la température. Cette manière de voir coïncide avec les résultats suivans de MM. Petit et Dulong.

Températures par dilatation de l'air.

Expansion en volume,

	du fer.	du cuivre.	du platine.
de 0° à 100° cent.	$\frac{1}{584}$	$\frac{1}{1194}$	$\frac{1}{377}$
de 0° à 300° cent. quan-			
tité moyenne.	$\frac{1}{827}$	$\frac{1}{177}$	$\frac{1}{363}$

En triplant ces dénominateurs, nous avons les dilatations linéaires exprimées en fractions.

	Fer.	Cuivre.	Platine.
de 0° à 100° cent.	$\frac{3}{846}$	$\frac{1}{584}$	$\frac{3}{1131}$
de 0° à 300° cent.	$\frac{1}{581}$	$\frac{1}{531}$	$\frac{1}{1089}$

Multiplier les généralités qui, par induction, peuvent conduire à la persuasion, c'est-à-dire, grouper ensemble les *faits* qui ont quelques qualités importantes communes à tous, c'est l'objet principal de la physique; mais imaginer des phénomènes, ou entortiller les phénomènes réels pour leur donner la forme propre à faire préjuger la constitution des choses, c'était le vice des écoles péripatéticiennes si admirablement exposé par Bacon; vice dont les spéculations de M. Dalton, sur les lois de la chaleur, nous offrent, suivant MM. Petit et Dulong, de notre temps, et dans l'état de nos études, un exemple frappant.

M. Dalton a le mérite d'avoir le premier prouvé que les

dilatations de tous les fluides aériformes, lorsqu'ils sont isolés des liquides, ont uniformément lieu par le même accroissement de température; et ce fait, d'une grande importance pour la chimie pratique, a été pleinement confirmé par les recherches indépendantes, et également originales, de M. Gay-Lussac sur ce sujet, avec un appareil perfectionné et plus exact. Ce chimiste physicien démontra que 100 en volume à 0° centigrades, deviennent 1,375 à 100° centigrades. Il s'ensuit, que l'accroissement de volume pour chaque degré centigrade est de $0, \frac{1,375}{100} = 0,00375 = \frac{1}{266,6}$. Ainsi donc, pour réduire un volume quelconque de gaz à une température donnée, il faut multiplier la différence thermométrique en degrés centigrades par 0,00375 ou $\frac{1}{266,6}$, et soustraire le produit du volume connu, si le gaz doit être chauffé à une température supérieure à la température donnée; ou bien le produit doit être ajouté, si le gaz doit être refroidi au-dessous de cette température. On trouvera une table de ces réductions de volume à l'article GAZ. Les vapeurs, lorsqu'elles sont chauffées hors du contact de leurs liquides respectifs, obéissent à la même loi que les gaz; découverte dont on est redevable à M. Gay-Lussac.

Nous parlerons actuellement de l'anomalie que l'eau présente dans ses dilatations par des changemens de température, et nous terminerons par des applications pratiques aux faits qui précèdent.

Les Académiciens de Florence, et après eux le docteur Croune, observèrent qu'en plaçant dans un mélange de glace et de sel marin la boule d'un tube de thermomètre de verre rempli d'eau, ce liquide s'abaissait progressivement dans la tige jusqu'à un certain point; après quoi, le refroidissement continuant d'avoir lieu, il était accompagné d'une ascension du liquide, indiquant dilatation de l'eau. Ce phénomène remarquable fut pour la première fois étudié avec beaucoup de soin par M. Deluc, qui plaça le terme apparent de la plus grande densité de l'eau à 40 degrés de l'échelle de Fahren-

heit (+ 4°,44 centigrades); et il estima, qu'à partir de ce point, la dilatation de l'eau varie également par un changement égal de température, soit en augmentation ou en diminution. M. Deluc ayant négligé, dans ses expériences, la correction nécessaire à faire pour l'effet de la dilatation du tube de verre qui contenait l'eau, il fut reconnu depuis, par sir Charles Blagden et M. Gilpin, qu'en tenant compte de cette dilatation, le terme réel de la plus grande densité de l'eau était à 39 degrés Fahrenheit (+ 3°,89 centigrades).

Résultats des Expériences de MM. Blagden et Gilpin.

Pesanteur spécifique.	Volume de l'eau.	Température.	Volume de l'eau.	Pesanteur spécifique.
	1,00000	+ 3°,89	1,00000	
1,00000	1,00000	3,33—4,44	1,00000	1,00000
0,99999	1,00001	2,78—5,0	1,00001	0,99999
0,99998	1,00002	2,22—5,56	1,00002	0,99998
0,99996	1,00004	1,67—6,11	1,00004	0,99996
0,99994	1,00006	1,11—6,67	1,00006	0,99994
0,99991	1,00008	0,56—7,22	1,00009	0,99991
0,99988	1,00012	0,0 — 7,78	1,00012	0,99988

Enfin, le docteur Hope publia, en 1804, *Edimburg, Phil. Trans.*, une suite d'expériences sur ce sujet, qui écartèrent la complication résultant, dans la question, de la dilatation des solides. Il fit voir que de l'eau, étant exposée à une atmosphère qui la gèle, dans des vases cylindriques de verre élevés, ses molécules plus froides se précipitent au fond du vase jusqu'à ce que la température de la masse soit descendue à 39°,5 Fahrenheit (+ 4°,16 centigrades); alors les particules plus froides se trouvant à sa surface, M. Hope varia l'expérience, en entourant d'une zone de glace la partie supérieure, le milieu et le fond des cylindres; et, dans chaque

cas, des thermomètres très-sensibles, placés à la surface et au fond de l'eau, indiquaient que la température $39^{\circ}5$ Fahrenheit ($-1^{\circ}4, 16$ centigrades) coïncidait avec le *maximum* de densité. Nous pouvons donc considérer le terme de $-1^{\circ}4, 44$ centigrades assigné par les chimistes français, et qu'ils ont adopté, en déterminant leur étalon des poids et mesures, comme suffisamment exact.

La force avec laquelle les corps solides et liquides se dilatent ou se resserrent par la chaleur et le froid est si prodigieuse, qu'elle renverse les plus forts obstacles. On remarqua, il y a quelques années, au Conservatoire des Arts et Métiers, à Paris, que les deux murs de côté d'une galerie s'étaient écartés l'un de l'autre par la poussée au-dehors que leur faisaient supporter le toit et les planchers. On pratiqua, dans chacun de ces murs, plusieurs ouvertures opposées les unes aux autres, et l'on y introduisit, à distances égales, de fortes barres de fer traversant d'un mur à l'autre. Les extrémités de ces barres de fer, extérieurement à chacun des murs, étaient garnies de disques de fer épais, qui y étaient fixés au moyen de vis et d'écrous. Ces barres suffirent pour maintenir les murs dans leur position actuelle. Mais il eût été au-dessus de tout effort de la force humaine de les rapprocher. Alors on imagina de chauffer, au moyen de lampes, toutes les barres d'un côté, qui, en conséquence, éprouvèrent de l'allongement. Les disques de fer à l'extérieur étant ainsi dégagés de leur contact avec les murs, il devint possible de les placer plus loin sur les extrémités des barres. Les lampes étant retirées, les barres, en refroidissant, se contractèrent, et tirèrent sur le mur opposé. Les autres barres devinrent en conséquence moins serrées à leurs extrémités, ce qui permit de visser les disques plus en avant sur elles. Les barres qui avaient été chauffées d'abord, l'ayant été de nouveau, on procéda de la même manière. On parvint, par ces moyens ainsi successivement répétés, à rétablir les murs dans leur position verticale; et il eût été facile de rame-

ner leur courbature en-dedans, si l'on avait voulu leur donner cette disposition. La galerie existe encore avec ses barres, pour attester la réussite de ce moyen ingénieux du Conservateur, M. Molard.

2. *Du changement d'état produit dans les corps par le calorique, changement indépendant de celui de composition.*

Les trois formes de la matière, celles solide, liquide et gazeuse, semblent se rapporter immédiatement au pouvoir qu'a la chaleur, de modifier, de balancer et de l'emporter sur la force d'attraction de cohésion. On verra, à l'article échalumeau, que tout solide peut être rendu liquide, et que beaucoup d'entr'eux, ainsi que tous les liquides, sont susceptibles d'être volatilisés par une certaine élévation de température. Et, réciproquement, presque tout liquide connu peut être amené à l'état de solide par l'abaissement de sa température. Il ne nous a pas encore été, jusqu'à présent, possible d'opérer la conversion de l'air et d'autres fluides élastiques en liquides ou en solides, cela tient probablement à nos moyens limités sur la dépression thermométrique; mais nous savons que, par un rapprochement mécanique des molécules de ces corps, il se produit un dégagement très-considérable de chaleur; ce qui doit nous convaincre que leur conversion en gaz est intimement liée à l'action de ce pouvoir répulsif.

L'éther sulfurique, toujours liquide dans notre climat, exposé à la rigueur du froid d'un hiver de Sibérie, deviendrait solide, et transporté dans la Zone Torride, il y formerait un gaz permanent. Nous sommes familiarisés avec les mêmes transmissions en ce qui concerne l'eau; seulement son terme de vaporisation étant beaucoup plus élevé, nous sommes portés d'abord à considérer la vapeur d'eau comme une condition de ce liquide qui n'est pas dans sa nature. Mais en généralisant nos idées, nous apprenons qu'il n'est pas en réalité d'état de corps qui puisse être appelé plus

naturel qu'un autre. La solidité, la liquidité, l'état de vapeurs et de gaz, ne sont que des cas accidentels, se rapportant à un ternie ou niveau particulier de température; si nous faisons passer la vapeur aisément condensée d'acide nitrique à travers un tube de verre chauffé au rouge, nous la convertirons ainsi en deux gaz qu'il ne nous sera plus possible de condenser par aucun degré de froid qu'il soit en notre pouvoir de produire. Les molécules qui constituaient le liquide ne peuvent plus se réunir ensemble pour le reproduire, parce que leurs distances sont changées, et qu'il en résulte que l'action des attractions réciproques, au moyen desquelles leur union avait lieu, n'est plus aussi la même.

Si notre planète se trouvait située à une distance beaucoup plus éloignée du soleil, les liquides et les gaz se solidifieraient; si elle était plus rapprochée de cette source de lumière, les corps qui nous paraissent être les plus solides, seraient réduits en air délié invisible. On voit donc alors que le principe de chaleur, quel qu'il soit, ou matière ou qualité, sépare les molécules des corps, lorsque son énergie augmente, et qu'il les laisse se rapprocher entr'elles lorsque son action s'affaiblit. En donnant de l'étendue à cette manière de voir, on en a généralement conclu que ce principe de chaleur était lui-même la force qui maintient les molécules des corps en *équilibre* contre l'effort de leur attraction réciproque, qui tend sans cesse à les amener à l'état d'union; mais, quoique cette conclusion soit extrêmement probable, nous devons nous rappeler qu'elle est hypothétique, et va au-delà des faits. Nous voyons que la force qui balance l'attraction dans les corps peut être aidée ou éprouver de l'obstacle par le principe de la chaleur; mais il n'en résulte pas nécessairement la preuve que ces forces soient de même nature.

Le moment d'équilibre qui sépare l'état solide de l'état liquide, mérite d'être pris en considération. Quelles que puissent être la cause et la loi des attractions que les molécules exercent entre elles, l'effet qui en résulte doit être modifié

par leurs formes. Toutes les autres qualités étant égales, une molécule qui peut être cylindrique, par exemple, n'exercera pas la même force d'attraction qu'une sphère sur un point placé à égale distance de son centre de gravité; ainsi, dans la loi de gravitation céleste, l'attraction d'un ellipsoïde sur un point extérieur sera plus forte dans la direction du plus petit axe que dans celle du plus grand axe à la même distance de sa surface. Or, quelle que soit la loi des attractions qui retiennent unies ensemble les molécules des corps, il ne doit pas exister de semblables différences. Ces molécules doivent être attirées plus fortement par certains côtés que par d'autres; et par conséquent, il en résultera des différences dans la manière de leur arrangement, lorsqu'elles sont suffisamment rapprochées, pour que leurs attractions l'emportent sur le pouvoir répulsif. Ceci explique, d'une manière très-probable, la cristallisation régulière que forment la plupart des corps solides, lorsqu'ils passent tranquillement, et sans trouble, à cet état de solidification. On peut aisément concevoir comment la substance différente des molécules, aussi bien que leurs formes diverses, peut produire dans les cristaux toutes les variétés que nous observons.

Le système du monde présente de magnifiques effets de cette attraction qui dépend de la figure. Tels sont les phénomènes de mutation et la précession des équinoxes, produits par les attractions du soleil et de la lune sur le sphéroïde aplati de la terre. Ces phénomènes sublimes n'auraient pas existé si la terre avait été une sphère; ils se lient tellement à son aplatissement et à sa rotation, qu'ils peuvent être mathématiquement déduits et soumis au calcul.

Mais la recherche nous apprend, que cette partie de l'attraction qui dépend de la figure, décroît plus rapidement que la force principale, celle-ci diminuant comme le carré, et l'autre comme le cube de la distance; et nous devons donc ainsi nous attendre à ce que les attractions qui tiennent les parties des corps à l'état d'union, présentent aussi une

différence analogue. Il s'ensuit, que la force d'attraction peut être réduite avant que la force attractive principale soit surmontée. Lorsque les molécules sont amenées, à cette distance, elles pourront prendre indifféremment toutes positions autour de leur centre de gravité, et c'est ce qui constituera l'état liquide. Si l'on suppose actuellement que, la température s'abaissant, les molécules se rapprochent lentement les unes des autres; et tendent à prendre de nouveau l'état solide, alors les forces dépendantes de leur figure viendront à agir en proportion que leur action augmente, les molécules sollicitées par ces forces prendront des mouvemens autour de leurs centres de gravité. Elles tourneront les unes vers les autres leurs faces de plus grandes attraction, pour arriver finalement aux positions que demande leur cristallisation. Or, selon la figure des molécules, on conçoit que ces mouvemens peuvent réagir sur leur centre de gravité, et donner lieu à leur rapprochement ou à leur éloignement entre elles, jusqu'à ce qu'enfin ils donnent à leur assemblage le volume qui convient à l'état solide; volume qui, dans de certains cas, peut être plus grand, et dans d'autres, plus petit, que celui qu'elles occupaient comme liquides. Ces considérations mécaniques expliquent ainsi de la manière la plus probable et la plus satisfaisante, les dilatactions et contractions d'une espèce irrégulière, que certains liquides, tels que l'eau et le mercure, éprouvent en approchant de leur point de congélation. Après avoir ainsi exposé ces vues générales, nous pouvons nous borner à établir les faits autant que possible sous la forme de table.

TABLE des températures auxquelles différens liquides prennent l'état concret, ou se congèlent.

	Degrés centigrades.
Éther sulfurique.	— 43,33
Ammóniaque liquide.	— 43,33
Acide nitrique, pesanteur spécifique. 1,424	— 43,55

Degrés centigrades.

Acide sulfurique, pesanteur spéc.	1,6413	—	42,77
Mercure.		—	39,44
Acide nitrique, pesanteur spécif.	1,407	—	34,50
Acide sulfurique, pesanteur spéc.	1,8064	—	32,22
Acide nitrique, pesanteur spécif.	1,3880	—	27,83
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,2583	—	27,65
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,3290	—	19,66
Eau-de-vie.		—	21,66
Acide sulfurique, pesanteur spéc.	1,8376	—	17,22
Acide prussique pur.		— de	15,55 à 15
Sel commun. 25	+ Eau 75	—	15,55
<i>Idem.</i> 22,2	+ <i>Id.</i> 77,8	—	13,77
Muriate d'ammoniaq. 20	+ <i>Id.</i> 80,0	—	13,33
Sel commun. 10	+ <i>Id.</i> 90	—	12,50
<i>Idem.</i> 16,1	+ <i>Id.</i> 83,9	—	10,27
Huile de térébenthine.		—	10
Vins forts.		—	6,66
Tartrate de potasse et de soude. 50	+ <i>Id.</i> 50	—	6,11
Sel commun. 10	+ <i>Id.</i> 90	—	5,82
Huile de bergamote.		—	5
Sang.		—	3,89
Sel commun. 6,25	+ Eau 93,75	—	3,66
Nitre. 12,50	+ <i>Id.</i> 87,50	—	3,33
Sel commun. 4,16	+ <i>Id.</i> 95,84	—	2,50
Couperose. 41,6	+ <i>Id.</i> 58,4	—	2,22
Vinaigre.		—	2,22
Sulfate de zinc. 53,3	+ <i>Id.</i> 46,7	—	2,5
Lait.		—	1,11
Eau.		—	0
Huile d'olive.		+	2,22
Soufre et phosphore, parties égales. . . .			4,44
Acide sulfurique, pesanteur spéc.	1,741		5,56
<i>Idem.</i> <i>Idem.</i>	1,780		7,78
Huile d'ail.			10

	Degrés centigrades.
Acide acétique concentré.	10
Suif, docteur Thomson.	55,55
Phosphore.	42,22
Stéarine provenant de graisse de porc.	42,78
Spermaceti.	44,44
Suif, Nicholson.	52,78
Acide margarique.	56,67
Potassium.	56,88
Cire jaune.	61,11
<i>Idem. Idem.</i>	65,
Cire blanche.	68,53
Sodium.	90,
Soufre, docteur Thomson.	105,33
<i>Idem</i> , docteur Hope.	112,22
Étain.	227,77
Bismuth.	246,66
Plomb.	322,22
Zinc, suivant sir H. Davy.	560
<i>Idem. Idem</i> , M. Brogniart.	570
Antimoine.	451,66?

Pour des chaleurs plus élevées, voyez PYROMÈTRE.

La température des corps qui, au-dessus du suif, dans cette table, prennent l'état concret, s'appelle ordinairement leur point de congélation; et celle du suif et des corps au-dessous est leur température ou terme de fusion. Actuellement, quoique ces températures soient établies en regard de quelques articles, en *fractions* d'un degré thermométrique, il faut observer que différentes circonstances modifient le terme où les liquides prennent l'état concret, à travers *plusieurs* degrés; mais que les points de liquéfaction des mêmes corps, lorsqu'ils sont une fois devenus solides, sont uniformes et fixes aux températures précédentes.

Nos remarques préliminaires sur les forces qui agissent dans la transition de l'état de liquidité à celui de solidité,

expliquent jusqu'à un certain point ces variations ; et nous allons actuellement rendre ces explications plus claires par quelques exemples instructifs.

Si, après avoir rempli un matras à étroite ouverture, d'eau récemment distillée, on l'expose par degrés à une température considérablement au-dessus de zéro, on observera, au moyen d'un thermomètre qu'on y aura laissé, que la température de l'eau liquide se sera abaissée de 5 à 6 degrés centigrades au-dessous de son point ordinaire de congélation. En recouvrant d'huile la surface de l'eau, M. Gay-Lussac est parvenu à faire refroidir ce liquide à $11^{\circ},94$ centigrades au-dessous de la température à laquelle il se gèle ordinairement. Son volume se dilatait en même-temps tout autant que si elle eût été chauffée de ce même nombre de degrés au-dessus de zéro. Suivant sir Charles Blagden, à qui appartient la première de ces deux observations, sa dilatation peut s'élever au septième de l'agrandissement total qu'elle éprouve en se solidifiant. Le repos absolu des molécules liquides n'est pas nécessaire pour que le phénomène ci-dessus ait lieu ; car sir Charles Blagden remua l'eau descendue à $11^{\circ},66$ centigrades, sans que cette agitation la fit geler : mais la moindre vibration de leur masse, ou l'application, par l'atmosphère, ou avec la main, d'aiguilles glacées, déterminent instantanément une congélation.

Nous pouvons remarquer ici que la dilatation de l'eau augmentant à mesure qu'elle refroidit, mais à un degré d'extension moindre que lorsqu'elle devient concrète, c'est une preuve que ses molécules constituanes obéissent à la loi du refroidissement progressif, tournent de plus en plus leurs pôles vers le maximum d'attraction qui constitue leur état solide. Mais cette position peut être instantanément déterminée par un solide aqueux tout formé, dont les molécules, se présentant à celles du liquide par leurs côtés de la plus grande attraction, les forcent à tourner dans des positions semblables. Alors les molécules du liquide les premières

retournées agiront sur celles qui les avoisinent ; et ainsi, de point en point, le mouvement se propagera à travers toute la masse, jusqu'à ce qu'elle soit congelée. Les mouvements vibratoires agissent en portant les molécules dans des positions favorables à leur attraction mutuelle.

Les mêmes phénomènes se présentent avec les dissolutions salines. Si l'on refroidit à -27° centigrades, sous une pellicule d'huile, une dissolution saturée de sel de glauber (sulfate de soude), elle restera liquide, et pourra être agitée avec la main, sans éprouver aucun changement ; mais, si l'on place une fiole contenant de cette liqueur saline exposée sur une table qui branle, la cristallisation s'y formera à l'instant. Dans un mémoire sur la cristallisation saline, que je publiai dans le *Journal of Science*, neuvième numéro, je donnai l'explication qui suit du phénomène ci-dessus. « L'effet que produit le trouble mécaniquement opéré, de déterminer la cristallisation, s'explique par la disposition symétrique que prennent, par l'électricité et le magnétisme, des molécules de poussière de fer. Si, après avoir répandu de ces molécules sur une surface plane, on présente, à une certaine distance, des forces magnétiques et électriques, il ne se produira aucun effet. En imprimant alors à la surface plane un mouvement d'ébranlement, alors les molécules, dès l'instant où elles sont rendues libres du frottement de la surface, s'arrangent d'elles-mêmes, suivant les lois de leurs attractions respectives, magnétiques ou électriques. L'eau de dissolution, en faisant obstacle à la solidification, écarte non-seulement les molécules à des distances au-delà de la sphère de leur attraction réciproque, mais probablement aussi elle renverse leurs pôles attirans ». Peut-être l'expression *détourner* serait-elle plus appropriée à la liquéfaction, pour dénoter une obliquité de direction dans les pôles attirans ; et le mot *renverser* pourrait être appliqué à la forme gazeuse, lorsque l'état répulsif succède aux pouvoirs faiblement attractifs des molécules liquides.

La table ci-devant présente quelques particularités inté-

ressantes relativement aux acides. J'ai exprimé leurs forces par la pesanteur spécifique; d'après mes tables des acides, au lieu de l'établir, comme l'avait fait M. Cavendish, d'après la quantité de marbre que 1000 parties de ces acides pouvaient dissoudre. On trouvera, aux articles *Acide nitrique*, et équivalens, quelques observations sur ces particularités, en ce qui concerne la congélation. On voit que le sel commun agit le plus efficacement comme obstacle à la congélation de l'eau, et après lui, c'est le muriate d'ammoniaque. M. Crighton de Glasgow, dont l'exactitude d'observation est bien connue, a remarqué que, lorsqu'une masse de bismuth fondu se refroidit à l'air, sa température s'abaisse régulièrement à 242 degrés centigrades, et, de ce terme, elle s'élève instantanément à 247, point auquel elle reste stationnaire jusqu'à consolidation totale. La température de l'étain fondu s'abaisse de la même manière, et s'élève alors de 2,2 degrés; tandis que celle du plomb fondu devient, par le refroidissement, stationnaire, lorsqu'elle est descendue à 522 degrés centigrades. Nous allons parler actuellement de la cause probable de ces phénomènes remarquables.

L'eau, toutes les dissolutions susceptibles de cristalliser, et, après fusion, les trois métaux, la fonte de fer, le bismuth et l'antimoine, se dilatent considérablement en volume au moment de leur solidification. Les plus grands obstacles ne peuvent résister à l'action de cette force expansive. Ainsi, des bouteilles de verre, des troncs d'arbres, des tuyaux de fer et de plomb, des rochers même, éclatent et sont brisés par la dilatation de l'eau qui existe dans leurs cavités, lorsqu'elle est convertie en glace. Par la même cause aussi nos pavés sont soulevés dans l'hiver. Cette cause a pour effet avantageux de diviser ou de rendre moins serrée, par les gelées d'hiver, la texture compacte des sols argileux, au moyen de quoi les fibres délicates des plantes peuvent aisément les pénétrer. Le major Williams, de Québec, fit éclater des bombes qui avaient été remplies d'eau et tamponnées, en

les exposant à un froid capable de faire geler cette eau.

Il se présente, dans les expériences précédentes sur la congélation subite d'un corps maintenu liquide au-dessous de la température qui est le point ordinaire de sa congélation, une circonstance importante qu'il convient de faire observer. La température de la masse, au moment où la cristallisation commence, s'élève au terme marqué dans la table qui précède, quel que soit le nombre de degrés dont elle a pu auparavant s'abaisser au-dessous de ce terme. Supposons un globe rempli d'eau, suspendu dans une atmosphère à $-6,11$ degrés centigrades, le liquide se refroidira, et sa température restera stationnaire à ce point, jusqu'à ce qu'un mouvement du vaisseau ou le contact d'un très-petit morceau de glace détermine sa solidification; et à cet instant sa température devient de $6,11$ centigrades plus élevée que celle du milieu environnant. Nous devons à la sagacité du docteur Black l'explication de ce fait, et son extension à un grand nombre de phénomènes chimiques analogues. L'esprit de ce docteur véritablement physicien fut particulièrement frappé de la lenteur avec laquelle une masse de glace se liquéfie, lorsqu'elle est placée dans une atmosphère naturelle. Si l'on tient librement suspendu un bloc de glace à $-5,56$ centigrades dans une chambre chauffée à $+10$ centigrades, la température de ce morceau de glace mettra 5 minutes à s'élever à celle de 0 , et il lui faudra quatorze fois autant de temps, ou 70 minutes, pour se fondre en eau dont la température ne sera qu'à 0 . Le docteur Black suspendit dans un appartement, à côté l'un de l'autre, deux globes de verre de même dimension, dont l'un était rempli de glace à 0 , et l'autre d'eau à $+0,56$ centigrades. Dans une demi-heure, la température de l'eau s'était élevée à $4,44$ centigrades; mais elle mit deux heures et demie à liquéfier la glace, et à chauffer l'eau résultante à $+4,44$ centigrades. On voit donc, par l'une et l'autre de ces expériences, que pendant la fonte de la glace il y a dépense de $77,60$ centigrades de calorique

énergique, qui ne produit aucun effet sur le thermomètre ; car, dans la première expérience, $6^{\circ},11$ centigrades de chaleur entrèrent dans la glace en 5 minutes, et cependant sa liquéfaction exigea 14 fois cette durée de temps. Dans la seconde expérience, $3^{\circ},88$ de chaleur sont entrés dans les globes en une demi-heure ; mais la glace a exigé 21 demi-heures pour se liquéfier, et pour échauffer son eau à $4^{\circ},44$ centigrades. Si du produit $3^{\circ},88$ par $21 = 81,48$ on retranche les $3^{\circ},88$ que l'eau avait au-dessus de $0^{\circ},56$, on aura $77^{\circ},60$ centigrades comme ci-dessus. Mais l'expérience la plus simple et la plus décisive consiste à mêler ensemble un kilogramme de glace en petits morceaux avec un kilogramme d'eau à $77^{\circ},60$ centigrades : la liquéfaction de la glace s'opère instantanément, mais la température du mélange ne sera qu'à 0° . Il semble donc que $77^{\circ},60$ centigrades de chaleur ont disparu. Si le mélange avait été formé d'un kilogramme d'eau à 0° et d'un kilogramme d'eau à $77^{\circ},60$ centigrades, la température résultante eût été de $38^{\circ},80$; ce qui aurait prouvé que les $38^{\circ},80$, abandonnés par la partie plus chaude du mélange, avaient été manifestement transmis à la portion la plus froide. Le résultat inverse des expériences précédentes peut se démontrer aussi : car, en suspendant un flacon d'eau à $+1^{\circ},67$ centigrades, par exemple, dans une atmosphère à $-6^{\circ},66$ centigrades, si l'eau se refroidit à 0° en trois minutes, elle en exigera $77^{\circ},60$ pour se convertir en glace à 0° . Et en effet, le taux d'émanation de la chaleur s'élevant à 1° par minute, il lui faudra ce temps pour laisser échapper $77^{\circ},60$ de chaleur. Cependant cette dernière expérience, à raison de la faculté conductrice inférieure de la glace, et de l'incertitude qu'elle soit totalement à cet état, n'est pas susceptible de la même précision que celle qui la précède immédiatement. Le 12^{e} de $77^{\circ},60$ est de $6,46$; d'où l'on peut inférer que, lorsqu'une certaine quantité d'eau refroidie à $-6^{\circ},46$ centigrades, ou $6^{\circ},46$ au-dessous de zéro, est amenée soudainement à se conge-

er, un douzième du poids de cette glace deviendra solide.

On peut concevoir actuellement comment il se fait que le dégel qui survient après une forte gelée, fond si lentement les amas de neige et les couches de glace, phénomènes observés de tous temps dans ces latitudes, mais dont il était réservé au docteur Black de nous donner l'explication. Si, en effet, l'eau, en passant de son état solide à son état liquide, n'éprouvait pas ce grand changement relativement à la chaleur, chaque dégel occasionnerait une inondation soudaine, et il suffirait de la gelée d'une seule nuit pour solidifier nos rivières et nos lacs. De même aussi, aucun animal ni végétal n'aurait pu conserver son existence sous de telles transitions subites et violentes. M. Cavendish, qui découvrit le fait ci-dessus avant d'avoir eu connaissance que le docteur Black l'eût annoncé dans ses leçons, établit à $65^{\circ},56$ centigrades la quantité de chaleur que la glace paraît absorber en se fondant. Lavoisier et M. Delaplace déterminent cette quantité à $57^{\circ},22$ centigrades, nombre probablement exact, d'après les soins qu'ils ont pris de construire sur cette base leur calorimètre. La fixité des points de fusion des corps exposés à une forte chaleur, ne peut plus nous surprendre, puisque jusqu'à ce que toute la masse soit fondue, la chaleur qui s'y introduit à chaque instant est en totalité employée à constituer l'état de liquidité, sans produire aucun changement de température. Il nous est possible aussi de concevoir comment la température d'un métal liquide, d'une dissolution saline, ou de l'eau, devait, dans le cours de leur refroidissement, s'abaisser au-dessous du terme de la congélation de ces corps, et y remonter subitement. Celles des substances dans lesquelles la force attractive qui retourne les pôles dans l'arrangement solide, agit le plus lentement ou le plus faiblement, permettront le plus facilement cette dépression de température avant que la liquidité commence à cesser. Ainsi le bismuth, métal cassant, se refroidit de $4^{\circ},44$ centigrades au-dessous de son point de fusion pour que sa

solidification ait lieu. L'étain se refroidit de 2°,22 centigrades; mais le plomb passe si promptement à l'arrangement solide, que son refroidissement s'arrête tout-à-coup à sa température de fusion. Pour expliquer ces faits, nous pouvons remarquer que les molécules de bismuth et d'étain perdent en grande partie leur attraction de cohésion, longtemps avant qu'ils soient chauffés au point de fusion, tandis que le plomb conserve relativement cette attraction de cohésion jusqu'à ce qu'il commence à fondre. L'étain peut être aisément pulvérisé à une élévation modérée de température, et le bismuth à froid. Au moment, cependant, où ces deux métaux, lorsqu'ils sont fondus, commencent à se congeler, ils s'élèvent à la température de fusion qui leur est propre, parce que le calorique de liquidité se dégage alors.

Les docteurs Irwine, père et fils, auxquels la science est redevable de recherches importantes sur la chaleur, essayèrent de déterminer la proportion de calorique qui se dégage, lors du passage de plusieurs autres corps, de l'état liquide à celui solide, et ils obtinrent les résultats suivans :

	Calorique de liquidité.	Ce calorique rapporté à la chaleur spécifique de l'eau. centigrades.
Soufre.	62,04	15,77
Spermaceti. . . .	62,78	
Plomb.	72,22	3,11
Cire d'abeilles. . .	79,44	
Zinc.	259,°	26,83
Étain.	260,°	18,03
Bismuth.	287,77	12,91

Les quantités, dans la seconde colonne, représentent les degrés dont la température de chacun des corps, dans son état solide, se serait élevée par la chaleur dégagée pendant sa solidification. Il convient de faire exception pour la cire et le spermaceti, qui sont supposés être à l'état liquide

lorsqu'ils indiquent l'élévation de température ci-dessus. Le docteur Black imagina que le nouveau rapport avec la chaleur que les solides acquièrent par leur liquéfaction, dérivait de l'absorption et de la combinaison intime d'une portion de calorique, qui, employant ainsi toute son énergie répulsive à vaincre la résistance de la force de cohésion, cessait d'avoir aucune tension thermométrique, ou de pouvoir être reconnue par nos sens. Il appelle leur chaleur *latente*, cette quantité supposée de calorique; terme très-convenable, et bien approprié, lorsque nous le considérons simplement comme exprimant le rapport qui existe entre le calorique agent et le même corps dans ses états de solide et de liquide. C'est à la présence d'une certaine portion de chaleur latente ou combinée dans les solides, que le docteur Black attribue leur mollesse, leur roideur, leur malléabilité. C'est ainsi que la condensation d'un métal par le marteau, ou sous le coin, ne manque jamais de le rendre cassant, tandis qu'en même-temps, il y a dégagement de chaleur. M. Berthollet soumit des pièces égales de cuivre et d'argent à l'action et aux coups répétés d'un balancier; l'élévation de leur température, qui fut considérable par le premier coup du balancier, diminua à chaque coup suivant, et devint insensible lorsque la condensation du volume eut cessé. Ce fut le cuivre qui éprouva le plus grand degré de condensation et dégagea le plus de chaleur. On a cité, pour expliquer la matérialité de la chaleur qui se déduit de ces expériences, l'exemple, par analogie, d'une éponge qui abandonne son eau lorsqu'elle est comprimée. Mais le phénomène peut être rapporté aux actions internes entre les dernières molécules qui doivent accompagner la dislocation violente de leurs pôles attirans. La force de cohésion du métal est grandement diminuée.

L'augmentation de capacité pour la chaleur que les solides acquièrent en se liquéfiant, peut nous mettre en état de comprendre et de faire l'application du procédé de refroidissement

artificiel, au moyen de ce qu'on a appelé mélanges frigorifiques. Lorsque deux solides, tels que de la glace et du sel, donnent, par leur affinité réciproque, naissance à un liquide, il est besoin d'une grande quantité de chaleur à prendre sur les corps environnans, ou ces corps sont puissamment dépouillés de leur chaleur, et par conséquent leur température s'abaisse. En faisant un mélange à 0° de neige pulvérisée et de sel commun, il se produira sur le thermomètre plongé dans ce mélange un abaissement d'environ 21°, 11 centigrades. Plus la liquéfaction a rapidement lieu, plus le froid produit est grand. C'est ce qui a donné l'idée de l'expérience paradoxale qui consiste à mettre sur le feu dans une casserolle le mélange frigorifique ci-dessus avec un petit vaisseau plein d'eau qu'on y place. Dans peu de secondes l'eau se trouvera être entièrement gelée. La dissolution de tous les sels cristallisés est accompagnée d'un abaissement de température, qui, en général, est d'autant plus grand que le sel est plus soluble. Un mélange à parties égales de sel ammoniac et de nitre, l'un et l'autre sel en poudre, est celui qui convient le mieux pour procurer un refroidissement modéré, parce que l'eau de dissolution étant ensuite enlevée par l'évaporation, les sels pulvérisés qui restent sont tout aussi efficaces qu'ils l'étaient d'abord.

On trouvera quelques faits additionnels sur ce sujet, aux articles, *Climat*, *Congélation*, *Température*, *Thermomètre* et *Eau*.

Mais la diminution de température par la liquéfaction ne se borne pas aux corps salins. Lorsqu'on mêle ensemble un amalgame solide de bismuth et un amalgame solide de plomb, ces amalgames deviennent liquides et le thermomètre baisse pendant que leur action a lieu.

L'équilibre entre les forces attractive et répulsive, qui constitue l'état liquide des corps, est totalement rompu par une élévation définie de température, lorsque les forces extérieures comprimantes ne varient pas. Le passage de l'état liquide à

celui de fluide élastique est ordinairement accompagné de certains mouvemens d'explosion, appelés ébullition. Les températures particulières auxquelles les différens liquides éprouvent ce changement sont donc établies comme leurs points ou termes d'ébullition, et le fluide élastique qui en résulte a reçu le nom de *vapeur*, pour le distinguer du gaz, substance dont l'état d'élasticité est permanent, et qui n'est pas condensable comme les vapeurs par des degrés modérés de refroidissement. Il est évident que quand les forces attractives, quelque faiblement qu'elles agissent dans un liquide, sont vaincues par des pouvoirs répulsifs énergiques, les distances entre les molécules doivent être considérablement augmentées. C'est ainsi qu'un décimètre cube d'eau à $+4^{\circ},44$ centigrades, devient un décimètre cube et $\frac{1}{17}$, sur la limite de 100° , et à 100° il est converti en 1600 décimètres cubes de vapeur d'eau. L'existence de cette vapeur indique que sa force élastique fait équilibre à la pression de l'atmosphère. Si cette pression est augmentée au-delà de ce qu'elle est ordinairement par des moyens naturels ou artificiels, alors la force élastique de la vapeur d'eau étant en partie surmontée, il en repasse une portion à l'état liquide. Et réciproquement, si la pression de l'air est moindre que dans l'état moyen ordinaire de l'atmosphère, les liquides prendront la forme de fluides élastiques par une répulsion calorifique d'intensité moindre, ou à une tension thermométrique plus faible. Le professeur Robison a entrepris une suite d'expériences ingénieuses, dont les résultats semblent prouver que la pression atmosphérique étant tout-à-fait supprimée, c'est-à-dire dans le *vide*, les liquides deviennent fluides élastiques à $68^{\circ},88$ centigrades au-dessous de leur terme ordinaire d'ébullition; d'où il suit, que dans le *vide*, l'eau entrera en ébullition, et passera à la distillation à $100^{\circ}-68,88=31^{\circ},12$ centigrades. Ce principe fut mis il y a long-temps en pratique par le célèbre Watt, dans ses recherches sur la machine à vapeur, et il a été

récemment appliqué d'une manière très-ingénieuse par M. Triton, dans son alambic, pour lequel il a obtenu un privilège (*Phil. Mag.*, vol. 51), et par M. Barry (*Med. Chir. trans.*, vol. 10). Voyez ALCOOL, DISTILLATION, EXTRAIT.

C'est en partant de ce même principe, que le terme de l'ébullition varie avec la pression atmosphérique, que le Rev. M. Wollaston a construit son baromètre thermométrique pour la mesure des hauteurs. Il trouva qu'une différence de 0,56 de degré centigrade dans le terme de l'ébullition de l'eau, est occasionnée par une différence de 0,0425 de millimètres sur le baromètre. Cette différence correspond à environ 159 mètres d'élévation. En se dirigeant d'après la manière judicieuse qu'il a indiquée, l'élévation d'un lieu peut être rigoureusement déterminée, et avec une grande commodité. Tout l'appareil, pesant environ 600 grammes, se renferme dans une boîte cylindrique ou étui d'étain de 50 millimètres de diamètre et 25 centimètres de long.

Lorsqu'on place sur la flamme un vaisseau qui contient de l'eau, on entend aussitôt un bruit de sifflement ou frémissement. On attribue ce bruit aux vibrations occasionnées par l'évaporation successive et la condensation des molécules en contact immédiat avec le bord du vaisseau. Le bruit devient plus fort à mesure que le liquide est plus chauffé, et il se termine en ébullition. La température devient alors soudainement stationnaire, lorsque le vaisseau est ouvert, quelque rapidement qu'elle s'élève, et quelle que soit la force du feu appliqué au vaisseau. Le docteur Black ayant mis un vase d'étain rempli d'eau à 10 centigrades, sur une plaque de fer chauffée au rouge, dans quatre minutes cette eau commença à bouillir, et au bout de vingt minutes, elle était évaporée en totalité par l'ébullition. De 10° centigrades à 100, l'élévation de température est de 90°, et en divisant cet intervalle par 4, on a 22°,5, représentant la quantité de chaleur qui entre dans le vase par minute. D'où il suit, que 20 minutes, ou 5 fois 4 multipliés par 22,50 = 450, nombre indiquant qu'il est entré 450°

centigrades de chaleur dans l'eau bouillante pour la convertir en vapeur. Mais la température de cette vapeur n'est encore que celle de 100°; d'où il suit, suivant le docteur Black, que 450° ont été employés seulement à donner la tension élastique, ou, selon Irwine, à fournir cette quantité de chaleur à la capacité prodigieusement croissante de l'état aëri-forme, et par conséquent cette quantité peut être appelée chaleur latente, comme n'étant pas sensible au thermomètre. Les plus exactes expériences de M. Watt font voir, que quelle que soit la durée de temps assignée à l'échauffement d'une masse d'eau de 10 à 100° centigrades, il faut 6 fois plus de temps d'une chaleur uniforme pour la vaporisation totale de cette eau. Mais $6 \times 90 = 540 =$ la chaleur latente de la vapeur d'eau; résultat qui s'accorde avec ceux de mes expériences faites d'une autre manière, ainsi que je le ferai voir tout-à-l'heure. Tout manipulateur attentif a dû observer que l'eau paraît arriver plus difficilement au terme de son ébullition dans un vase de verre, que lorsqu'elle est exposée au même degré de chaleur dans des vases métalliques. M. Gay-Lussac a étudié ce sujet avec la sagacité qui le caractérise. Il a découvert que l'eau bout dans un vase de verre à une température de 101°,23 centigrades, tandis que celle de l'eau bouillante dans un vase d'étain contigu n'est que de 100°. Du verre en poudre mis dans le vase de verre fait descendre le thermomètre qu'on y plonge à 100°,53 centigrades, et la limaille de fer à 100°. Lorsqu'on retire pour quelques secondes la flamme de dessous un vase de verre d'eau bouillante, l'ébullition recommencera en y projetant quelques pincées de limaille de fer.

Les professeurs Munch et Gmelin d'Heidelberg ont étendu ces recherches, et ont annoncé avoir obtenu, relativement aux points d'ébullition, les résultats intéressans présentés dans la table qui suit :

SUBSTANCES des Vaisseaux.	THERMOMÈTRE touchant le fond. Échelle centigrade.	THERMOMÈTRE à 12 millimètres au- dessous de la surface de l'eau.
Argent.	99,875	99,75
Platine.	99,875	99,575
Cuivre.	100,500	100,125
Fer-blanc.	100,69	99,81
Marbre.	100,55	99,81
Plomb.	100,25	99,875
Étain.	100,39	99,875
Porcelaine.	100,05	99,944
Verre blanc.	100,39	100,»
Verre vert.	101,00	100,75
Idem.	100,39	100,»
Poterie de Delft.	101,»	100,39
Poterie commune.	101,»	100,25

Il est difficile de concilier ces variations avec les résultats de M. Gay-Lussac. Suivant lui, la vapeur formée à la surface d'un liquide peut faire *équilibre* à la pression de l'atmosphère, tandis que son intérieur prendrait un plus grand degré de chaleur que celui de sa véritable ébullition, pourvu que le liquide fût renfermé dans un vase et chauffé par sa partie inférieure. Dans ce cas, l'adhérence du liquide au vaisseau peut être considérée comme analogue à la viscosité dans sa manière d'agir pour élever la température de l'ébullition. Il est facile, d'après cela, d'expliquer le phénomène des soubresauts qui ont quelquefois subitement lieu dans des liquides bouillans. C'est surtout dans la distillation de l'acide sulfurique que ces phénomènes sont souvent très-marqués, et quelquefois de manière à briser l'appareil, si la distillation se fait dans un vase de verre. On peut efficacement prévenir cette cause de danger en mettant dans la cornue quelques

petits morceaux de fil de platine; il n'y aura plus alors de dégagement subit de gaz, et par conséquent les vaisseaux ne seront plus sujets à se rompre (*Annales de Chimie et de Physique*, vol. 7). Voyez mes remarques sur ce sujet à l'article DISTILLATION DE L'ACIDE SULFURIQUE (*Journal of Science*, octobre 1817). Si l'on introduit un morceau de papier, une croûte de pain, ou une poussière, dans un liquide légèrement imprégné d'acide carbonique, le dégagement de cet acide sera déterminé. Voyez quelques observations remarquables par M. Thénard, aux articles ACIDE NITRIQUE OXIGÉNÉ, ou EAU OXIGÉNÉE. De même aussi les aspérités de la surface d'un verre ou autre vaisseau agissent comme les pointes dans l'électricité, pour chasser un gaz ou vapeur présente dans le liquide que ce vaisseau contient.

Dans tous les exemples de la table qui précède, la température est plus grande au fond qu'à la surface du liquide; et les différences spécifiques peuvent être attribuées à la force attractive du vaisseau pour l'eau, et à sa faculté de conduire la chaleur. C'est ainsi qu'il nous faut essayer d'expliquer comment il se fait que le fer-blanc donne à l'eau bouillante, en contact avec elle, une température de 0,815 centigrades plus élevée que l'argent et le platine. Entre l'eau et le fer, l'étain ou le plomb, il y a des rapports réciproques à des températures élevées, qui ne paraissent pas exister relativement à l'argent et au platine.

On a présenté, dans la table qui suit, les termes d'ébullition des liquides les plus importants sous la pression moyenne de 760 millimètres de mercure.

Termes d'ébullition, centigrad.

Éther, pesanteur spécifique, 0,7365, à	
environ 9° centigrades.	Gay-Lussac. 37,78
Carbure de soufre.	<i>Id.</i> 45,0
Alcool, pesanteur spécifique. . 0,815	Ure. 78,05
Acide nitrique, pesanteur spéc. 1,500	Dalton. 98,89
Eau.	100,0

Termes d'ébullition, centigrad.

Dissolution saturée de sulfate de soude.	Biot.	100,79
Dissolution saturée d'acétate de plomb.	Id.	102,03
Dissolution saturée de sel marin. . . .	Id.	106,85
Muriate de chaux. 2 + eau 1	Ure.	110,0
Idem. 35,5 + eau 64,5	Id.	112,77
Idem. 40,5 + eau 59,5	Id.	115,55
Acide muriatique, pes. spécif. 1,094	Dalton.	111,11
Idem. Idem. 1,127	Id.	105,55
Idem. Idem. 1,047	Id.	105,55
Acide nitrique. 1,45	Id.	115,55
Idem. 1,42	Id.	120,0
Idem. 1,40	Id.	119,44
Idem. 1,35	Id.	116,66
Idem. 1,30	Id.	113,33
Idem. 1,16	Id.	104,44
Pétrole rectifié.	Ure.	152,22
Huile de térébenthine.	Id.	157,77
Acide sulfurique, pes. spécif. 1,30 +	Dalton.	115,55
Idem. 1,408	Id.	126,66
Idem. 1,520	Id.	143,33
Idem. 1,650	Id.	176,66
Idem. 1,670	Id.	182,22
Idem. 1,699	Id.	190,0
Idem. 1,750	Id.	199,55
Idem. 1,780	Id.	225,0
Idem. 1,810	Id.	244,44
Idem. 1,819	Id.	251,66
Idem. 1,827	Id.	260,55
Idem. 1,835	Id.	268,33
Idem. 1,842	Id.	285,0
Idem. 1,847	Id.	301,66
Idem. 1,848	Id.	310,0
Idem. 1,849	Id.	318,33
Idem. 1,850	Id.	326,66

Termes d'ébullition, centigrad.

Acide sulfurique, pes. spécif. 1,848	Ure.	315,55
Phosphore.		290,°
Soufre.		297,77
Huile de lin.		336,66 ?
Mercure (Dulong, 350°).		346,66

Ces liquides émettent des vapeurs qui, à leurs termes respectifs d'ébullition, sont équilibre à la pression de l'atmosphère équivalant à 76 centimètres de hauteur verticale de mercure : mais à des températures inférieures, ils produisent des vapeurs d'un pouvoir élastique inférieur. C'est ainsi que la vapeur de mercure s'élève dans le vide du tube barométrique, comme cela se voit particulièrement dans les climats chauds, par la rosée mercurielle sur le tube de verre, à son sommet. Il s'ensuit, que l'humidité aqueuse adhérente au mercure le fait abaisser au-dessous du véritable niveau barométrique, d'une quantité proportionnelle à la température. La détermination de la force élastique des vapeurs, en contact avec leurs liquides, à différentes températures, a été l'objet d'un grand nombre d'expériences. Le moyen de mesurer leurs élasticités, décrit dans mon *Mémoire sur la chaleur*, semble convenable et susceptible de précision.

Un tube de verre d'environ 8 millimètres de diamètre intérieur, et deux mètres de long, est scellé à l'une de ses extrémités, et formé par une courbure arrondie à son milieu, en un siphon dont les deux branches sont parallèles, et à la distance l'une de l'autre d'environ 6 centimètres. Dans cet intervalle, entre les branches est ajusté un morceau rectangulaire de liège, qu'on y assujétit solidement au moyen d'une ficelle, à environ 15 centimètres des extrémités du siphon. On introduit alors dans le tube du mercure bien sec, de manière à remplir la branche scellée et la portion recourbée du siphon. En suspendant ensuite par le liège, le baromètre à siphon dans une direction verticale, le niveau du mercure, dans chacune des branches, prendra une situation correspondante à la pres-

sion de l'atmosphère. La différence est donc la véritable hauteur du baromètre au moment de l'observation; et cette hauteur peut être mesurée par l'application d'une échelle séparée, divisée en centimètres et millimètres. Après avoir alors fixé des anneaux de fil très-fin de platine autour du tube aux deux points de niveau du mercure, on introduit dans ce tube quelques gouttes d'eau distillée, récemment bouillie, en la faisant passer à travers le mercure. La vapeur s'élevant de l'eau fera baisser le niveau du mercure dans la branche scellée, et l'élèvera dans la branche ouverte d'une quantité égale dans chacune, à la moitié de la dépression réelle. Il serait difficile de mesurer distinctement, et avec une exactitude minutieuse, cette différence de niveau; mais on peut aisément connaître la dépression totale, qui est la quantité cherchée, en introduisant du mercure en un filet délié dans la branche ouverte, jusqu'à ce que la surface du mercure dans la branche scellée devienne encore une fois tangente à l'anneau de platine, ce qui se reconnaît par une ligne de lumière, comme dans le baromètre géodésique. La colonne verticale de mercure, au-dessus du niveau initial inférieur, étant donc mesurée, elle représente précisément la force élastique de la vapeur, puisque cette élévation du mercure était nécessaire pour surmonter la force d'élasticité de la vapeur. Tout l'objet consiste alors à appliquer une chaleur réglée à la portion supérieure de la branche scellée, à partir d'environ 25 millimètres au-dessous du niveau mercuriel jusqu'à son sommet.

On remplit aisément cet objet en faisant passer le tube à travers un liège, percé à cet effet, dans une fiole renversée, de 125 millimètres de diamètre, et de 175 millimètres de long, dont on a préalablement enlevé le fond au moyen d'un fer chaud; ou l'on peut avoir, pour s'en servir dans ce cas, une fiole faite sans fond. Si l'on presse fortement dans l'ouverture de la fiole, le liège qui porte le tube, cette fiole ne laissera rien couler du liquide qu'on y met. En inclinant le

siphon, on en fait sortir un peu du mercure, de manière qu'étant redressé, le niveau dans la branche plus basse puisse coïncider à-peu-près avec l'anneau. En suspendant alors l'appareil dans une position verticale, on introduit dans la fiole de l'eau à zéro. Lorsque le tube barométrique a acquis la température de l'eau qui l'entoure, on ajoute lentement du mercure dans la branche ouverte, jusqu'à ce que le niveau primitif soit rétabli à l'anneau de platine supérieur : la colonne de mercure qui reste au-dessus de l'anneau de platine inférieur dans la branche ouverte, représente la force de la vapeur aqueuse à zéro. Quant aux températures plus basses, on peut mesurer la force de la vapeur à ces températures en mettant des mélanges frigorifiques, salins dans la fiole. Pour connaître la force de la vapeur à des températures plus élevées, on dirige sur les côtés opposés de la partie renflée de la fiole de l'air échauffé par les flammes faibles de deux lampes d'Argand. A chaque élévation de deux ou quatre degrés de température, il faut déterminer l'augmentation de l'élasticité vaporeuse, en versant du mercure dans le siphon jusqu'à ce que sa pression verticale surmonte cette élasticité et rétablisse le niveau primitif supérieur.

Pour les températures supérieures à 100 degrés centigrades, j'emploie la même disposition d'appareil, légèrement modifiée. La branche scellée du siphon a 15 ou 17 centimètres de long, tandis que la longueur de la branche ouverte est de 25 à 30 centimètres. Le siphon est maintenu dans la rainure d'un prisme de bois gradué. Le niveau initial devient 100° centigrades lorsque le mercure est dans chacune des branches dans un plan horizontal, et alors la chaleur est communiquée à travers de l'huile servant de milieu. Si en courbant le tube qui forme le siphon, on lui fait faire un angle écartant d'environ 35° les branches de leur parallélisme, un ballon tubulé est le vaisseau qui convient pour contenir l'huile. Le liège de forme conique, que traverse l'extrémité de la branche scellée du siphon étant introduit

avec force* dans l'ouverture conique du ballon, le rend par faitement fermé, sans qu'il puisse s'en rien écouler à toutes les températures élevées auxquelles la chaleur peut faire progressivement gonfler l'huile qu'il contient. Celui qui n'a pas fait des essais de ce genre, peut former des objections contre la probabilité de fermer* aussi hermétiquement le ballon; mais ayant opéré ainsi dans des expériences de plusieurs mois consécutifs, j'ai eu lieu de me persuader qu'il n'y a qu'une extrême maladresse du manipulateur qui puisse donner lieu à ce qu'il s'écoule du ballon des gouttes d'huile; fors même qu'elle est chauffée à 160 degrés centigrades. Dans la tubulure du ballon est admis un thermomètre.

Dans mes Essais, pour chercher s'il pourrait exister quelque rapport entre les élasticités ci-dessus de la vapeur aqueuse et les températures, j'eus lieu de reconnaître la loi suivante:

« La force élastique de la vapeur d'eau à 98,88 degrés centigrades, est de 734,06^{mm} de mercure; à 93,35, elle est de 599,44^{mm}; le rapport est 1,23. Le rapport pour 87,77 est 1,24, pour 82,22, 1,25, et ainsi de suite, progressivement pour chaque intervalle de 5,55 centigrades d'abaissement de la température. Au contraire, le rapport pour chaque intervalle de 5,55 centigrades d'élévation de température au-dessus de 98,88 est de 1,22, 1,21, 1,20, etc. ».

La modification suivante de la même règle donne des résultats plus exacts. Soit r le rapport moyen entre celui de 98,88 et la température donnée; n le nombre des termes (chacun de 5,55 centigrades) distant de 98,88; soit F la force élastique de la vapeur d'eau en centimètres de mercure. Alors, $\log. de F = \log. 734,06 \pm n \log. r$; le signe positif étant employé pour les températures plus élevées que 98,88 centigrades, et le signe négatif pour les températures au-dessous de celle-ci.

J'ai aussi recherché des rapports simples exprimant la connexion entre la température et l'élasticité des vapeurs

d'alcool, d'éther, de pétrole et d'huile de térébenthine, et pour les résultats que j'en ai obtenus, je me réfère à mon mémoire lui-même (*).

En déterminant, par l'expérience, le volume de vapeur qu'un volume donné de liquide peut produire à 100° centigrades, M. Gay-Lussac a heureusement résolu le problème très-difficile de la mesure des pesanteurs spécifiques des vapeurs. Après avoir pris le poids d'une bulle de verre mince, ayant une tige courte capillaire, il remplissait cette bulle du liquide à essayer, et il en scellait hermétiquement l'orifice. En pesant alors la bulle ainsi remplie, et déduisant de son poids total celui déjà connu de la bulle, il avait le poids du liquide; il prenait alors une cloche de verre longue et étroite, divisée en parties de capacités égales, pouvant contenir environ un litre et demi, et le remplissait de mercure. Il renversait ensuite cette cloche sur un bain de même métal, et y introduisait la petite bulle de verre remplie du liquide en expérience qui gagnait le haut de la cloche. Tout étant ainsi disposé, il enveloppait la cloche d'un cylindre sans fond ou manchon de verre plus long qu'elle, et plongeant par sa partie inférieure dans le mercure. Après avoir alors rempli d'eau l'intervalle entre la cloche et le manchon, de manière que la cloche s'en trouvât couverte, il plaçait tout l'appareil sur un fourneau où l'on allumait le feu; l'eau et le mercure, en s'échauffant, échauffaient aussi le liquide contenu dans la petite bulle de verre; celui-ci, en se dilatant, brisait son enveloppe, se répandait au sommet de la cloche,

(*) M. le docteur Thomson ayant rendu compte, dans sa sixième édition, vol. I, p. 67 et 68, des recherches du docteur Ure, et présenté les tables qui en sont résultées, elles se trouvent établies en degrés centigrades et en millimètres de mercure, vol. I, pages 151, 152 et 153, dans mon Supplément, à la cinquième édition du *Système de Chimie* du docteur Thomson, qui contient la traduction française de ce qui, dans cette dernière édition, n'était pas dans les précédentes.

(Note du Traducteur.)

et s'y réduisait en vapeur dont on élevait la température jusqu'à ce que l'eau du cylindre fût entrée en ébullition. On mesurait alors la hauteur de la colonne de mercure qui reste dans la cloche au-dessus du niveau extérieur, et d'après elle, on calculait aisément le volume de la vapeur qui la pressait. La quantité du liquide sur lequel on opérait était toujours si petite, qu'il était converti en totalité en vapeur.

La table qui suit présente les pesanteurs spécifiques telles qu'elles furent déterminées par la méthode ci-dessus.

	Pesant. spéc., celle de l'air = 1.	Termes d'ébullition, centigrades.
Vapeur d'eau.	0,62349	100°
Acide hydrocyanique. .	0,94760	26,5
Alcool absolu.	1,6050	78,33
Éther sulfurique. . . .	2,5860	35,56
Éther hydriodique. . .	5,4749	64,44
Huile de térébenthine.	5,0130	157,77
Carbure de soufre. . .	2,6447	46,67
Éther muriatique. . . .	2,2190	M. Thénard. 11,11

Les pesanteurs spécifiques ci-dessus sont estimées sous la pression de 76 centimètres de mercure.

M. Gay-Lussac a trouvé que, lorsqu'une combinaison liquide d'alcool et d'eau ou d'alcool et d'éther, est convertie en vapeur à 100° centigrades, le volume est exactement la somme des volumes que chacun de ces liquides aurait séparément produits; de sorte que la condensation par l'action chimique dans l'état liquide, cesse d'avoir lieu dans l'état gazeux. On a observé, que des volumes égaux d'alcool absolu et de carbure de soufre, à leurs termes respectifs d'ébullition de 79°,44 et 52°,22 centigrades, fournissent chacun une quantité égale de vapeur de la même densité. Il a promis une détermination plus précise, et peut-être est-elle nécessaire sur ce sujet intéressant.

Il paraît qu'un volume d'eau à $+4^{\circ},44$ centigrades forme 1694 volumes de vapeur à 100° centigrades. Il a déjà été établi que l'augmentation subséquente du volume de la vapeur d'eau et autres vapeurs n'étant pas en contact avec leurs liquides respectifs, suit le rapport de l'expansion des gaz, formant une addition à leur volume de 0,375 par chaque intervalle de 100° centigrades; on peut actuellement inférer, et de cette expansion d'une mesure en 1694, et de la table des forces élastiques de la vapeur d'eau, la violence d'explosion de cet agent à des températures encore plus hautes, et le danger qu'il y a à craindre de l'introduction d'eau dans des moules fermés, où l'on doit verser du métal fondu. De là résultent aussi les accidens terribles qui ont eu lieu en laissant tomber un peu d'eau dans des huiles chauffées. Les petites bulles de verre appelées bombe-chandelle, offrent un exemple frappant de la force de la vapeur d'eau; mais le risque qu'il y a qu'il ne soit lancé des particules de verre dans les yeux, exige que l'emploi de ces bombes ne soit fait que par des manipulateurs prudents. M. Watt évalué à 1800 les volumes de vapeur d'eau résultant d'un volume d'eau; et, en nombres ronds, à 1728; nombre qui diffère peu de la détermination ci-dessus de M. Gay-Lussac. L'évaluation à 14000, par Désagulier, était donc extravagante.

Il a été déjà fait mention; que le calorique de fluidité dans la vapeur d'eau surpassé celui d'un poids égal d'eau bouillante d'environ 540° centigrades. La manière la plus convenable de déterminer cette quantité, ou comme on l'appelle la chaleur latente de la vapeur d'eau, consiste à faire passer un certain poids de cette vapeur dans un poids donné d'eau à une température connue, et, de l'élévation de température du liquide, on conclut la chaleur qui s'est dégagée pendant la condensation de la vapeur. MM. Watt; Lavoisier, le comte de Rumford, ont publié, ainsi que MM. Clément et Desormes, et moi-même, des

observations sur ce sujet. « Dans cette recherche, je me servais d'un appareil très-simple, et pouvant donner, je crois, au moyen d'une disposition convenable, les quantités absolues de chaleur latente dans différentes vapeurs, d'une manière aussi exacte que les mécanismes les plus perfectionnés et compliqués. Avec cet appareil, on obtiendra à tout degré des résultats comparatifs avec une grande précision. Il consistait en une cornue de verre de très-petite dimension, à col court, entrant dans un ballon de verre très-mince et d'environ 8 centimètres de diamètre. Le ballon était entouré d'une certaine quantité d'eau à une température connue, contenue dans un vase de verre. On introduisit dans la cornue 15 grammes du liquide dont on examinait la vapeur, et cette quantité de liquide fut rapidement distillée dans le ballon, à la chaleur d'une lampe d'Argand. La température de l'air était de $7^{\circ},22$ centigrades et celle de l'eau dans le vase de $5^{\circ},56$ à $6^{\circ},11$, et l'élévation de température, occasionnée par la condensation de la vapeur, n'excéda jamais de $2^{\circ},22$ centigrades celle de l'atmosphère. Par ces moyens, comme la communication de la chaleur entre les corps qui diffèrent peu en température est très-lente, je trouvai que l'air ne devait pas exercer d'influence sensible sur l'eau dans le vase pendant l'expérience, qui était toujours complètement terminée dans cinq à six minutes. On remuait continuellement dans cette eau un thermomètre d'une grande sensibilité; et l'on pouvait distinguer, au moyen d'une loupe, ses indications à des petites fractions de degré.

» Le docteur Black ayant négligé les précautions ci-dessus dans toutes ses expériences sur la chaleur latente de la vapeur d'eau ordinaire, il en résulta des erreurs matérielles dans son évaluation de cette chaleur. C'est ainsi que ce physicien distingué trouva que la chaleur latente de la vapeur d'eau n'excédait pas 426 à 430° centigrades; M. Watt estima depuis qu'elle se rapprochait davantage de 488 à 522° centigrades. Lavoisier et M. Delaplace ont porté cette cha-

leur latente à $557^{\circ},77$, et le comte de Rumford à 560° .

» Dans ma manière de procéder, la petitesse de la cornue, le peu de longueur du col, et son insertion complète dans le ballon, préviennent toute condensation par l'air dans son passage, tandis que la surface du ballon, et la masse d'eau étant grande relativement à la quantité de vapeur employée, la chaleur est transportée en entier au réfrigérant, où elle reste pendant un petit nombre de minutes sans diminution apparente.

» La même expérience, répétée un grand nombre de fois, se trouva d'un accord parfait dans ses résultats, dont la table qui suit présente le terme moyen. L'eau, dans chaque cas, pesait environ 2 kilogrammes, et l'on distillait 13 grammes de chaque liquide. La cornue était maintenue placée au centre du ballon au moyen d'un anneau délié fixé autour de son col. Quant aux réductions arithmétiques, je dois renvoyer au mémoire même. Le docteur Thomson, en commentant cette partie de mes recherches, observe : « Il est évident que les chaleurs latentes déterminées de cette manière doivent être considérablement au-dessous de la vérité. La méthode imaginée par le comte de Rumford me semble de beaucoup la meilleure. Il refroidissait l'eau qui entourait le ballon, de $2^{\circ},22$ centigrades au-dessous de la température du lieu où il opérait, et il continuait sa distillation jusqu'à ce que la température de l'eau fût devenue exactement supérieure de $2^{\circ},22$ centigrades à celle de ce lieu ». M. le docteur Thomson n'a certainement pas lu mon mémoire avec attention : il y aurait vu que je dis avoir reconnu que l'air n'exerce aucune influence sensible sur l'eau du vase pendant l'expérience, qui toujours est complètement terminée dans cinq à six minutes. Dans le fait, je laissai le vase de verre d'eau, à plusieurs reprises, à une température de $2^{\circ},22$ centigrades au-dessus de celle du lieu pendant le double de la durée de l'expérience, et je trouvai à peine un changement apercevable dans le ther-

momètre plongé dans cette eau ; je me mettais ainsi suffisamment en garde contre cette source d'erreurs. Mais j'ai reconnu depuis qu'il était convenable de faire pour le verre lui-même une compensation que j'ai omis, par accident, d'introduire dans mes réductions arithmétiques. Cette rectification aurait élevé la chaleur latente de l'eau à très-près de $537^{\circ},77$ centigrades, et celle des autres vapeurs dans un degré proportionnel. Je donne ici la table originale, en y joignant une colonne corrigée.

Table de la Chaleur latente de vapeurs.

	Échelle cent.	Colonne corrigée.
Vapeur d'eau, à son terme d'ébullition.	519,44	537,77
Alcool, pesanteur spécifique 0,825.	227,77	236,11
Éther, terme d'ébullition $44^{\circ},44$.	150,22	156,05
Pétrole.	81,2	84,33
Huile de térébenthine.	81,2	84,33
Acide nitrique, pesanteur spéc. 1,494,		
terme d'ébullition $73^{\circ},89$ centigrad.	277,77	287,77
Ammoniaque liquide, pes. spéc. 0,978.	447,39	463,27
Vinaigre, pesanteur spécifique 1,007.	468,33	483,88

« La pesanteur spécifique de la vapeur aqueuse d'une force élastique faisant équilibre à la pression atmosphérique, est comparée à celle de l'air, d'après les expériences exactes de M. Gay-Lussac, dans le rapport de 10 à 16. Pour la facilité de comparaison, faisons la vapeur d'eau l'unité ou $= 1,00$. Alors la pesanteur spécifique de la vapeur d'éther pur est 4,00, tandis que la pesanteur spécifique de l'alcool absolu est 2,60. Mais la vapeur d'éther, dont le terme d'ébullition n'est pas de $37^{\circ},78$ centigrades, mais de $44^{\circ},44$, comme l'éther de la table ci-dessus, contient de l'alcool ; et par conséquent le nombre qui représente la pesanteur spécifique de sa vapeur doit être un peu diminué ; il deviendra alors, au-lieu de 4,00, 3,55. L'alcool de 0,825 de pesanteur spécifique contient beau-

coup d'eau. La pesanteur spécifique de sa vapeur est 2,30 ; celle de la vapeur d'eau étant, comme dessus, l'unité 1,00. Les espaces d'interstice dans ces vapeurs seront donc en raison inverse de ces nombres, ou $\frac{1}{355}$ pour l'éther, $\frac{1}{350}$ pour l'alcool, $\frac{1}{100}$ pour l'eau : d'où il suit, que $\frac{1}{313}$ de chaleur latente, existant dans la vapeur éthérée, occupera un espace proportionnel par une condensation égale, ou que cette vapeur est douée de la même tension que celle de $\frac{1}{330}$ dans la vapeur alcoolique, et de $\frac{1}{100}$ dans la vapeur aqueuse. Il conviendra sans doute d'introduire une petite modification pour la différence des tensions thermométriques, ou chaleurs sensibles, sous la même force élastique. La vapeur d'eau ordinaire, par exemple, peut être considérée comme tirant toute son énergie élastique de la chaleur latente multipliée par la pesanteur spécifique — la tension thermométrique.

Donc les forces élastiques de l'eau, de l'éther et de l'alcool sont ainsi qu'il suit :

$$E_e = 521,11 \times 1,00 + \frac{0 \text{ creg.}}{100} = 522,11$$

$$E_{et} = 150 \times 3,55 + \frac{0}{44,44} = 576,94$$

$$E_{al} = 227 \times 2,30 + \frac{0}{79,44} = 597,54$$

trois équations qui ne diffèrent pas considérablement entre elles (*).

(*) Ces équations sont établies par M. le docteur Ure, en degrés de l'échelle Fahrenheit, ainsi qu'il suit :

$$E_{we} = 970 \times 1,00 + 212^\circ = 1182$$

$$E_{eth} = 302 \times 3,55 + 112^\circ = 1184$$

$$E_{al} = 440 \times 2,30 + 175^\circ = 1185^*$$

* Ce doit être 1187. M. le docteur Ure cite ces trois résultats comme donnant, conformément à sa proposition générale, des quantités égales.

(Note du Traducteur.)

Lorsque les forces élastiques des vapeurs sont doublées, ou lorsqu'elles soutiennent une pression double, leurs espaces d'interstice sont proportionnellement diminués. On peut les considérer alors comme étant à l'état de vapeurs jouissant de pesanteurs spécifiques plus grandes. D'où il suit, que la seconde portion de chaleur introduite pour donner la double force élastique n'a pas besoin d'être égale à la première pour produire la tension double.

« Cette manière de voir s'accorde avec les expériences de M. Watt, auxquelles on fait allusion dans le commencement du Mémoire. Il trouva, que la chaleur latente de la vapeur d'eau est moindre lorsqu'elle est produite sous une pression plus grande, ou dans un état plus dense, et que la chaleur latente est plus grande lorsque la vapeur est produite sous une pression moindre, ou dans un état moins dense. Berthollet regarde ce fait comme tellement inexplicable, qu'il a voulu l'écarter entièrement. Que cette manière de voir, que je viens d'exposer, relativement au rapport qui existe entre la force élastique, la densité et la chaleur latente de différentes vapeurs, soit en harmonie avec les phénomènes chimiques en général, c'est ce que je laisse à d'autres à déterminer : ce qu'il y a de certain, c'est qu'elle s'accorde avec le fait *inexplicable*. Quel que soit le sort de cette loi que j'annonce aujourd'hui, ce qui est établi par M. Watt peut être implicitement admis sous la garantie de sa sagacité et de sa bonne-foi bien connues. » *Ure's Researches on heat*, pp. 54 et 55.

Comme c'est le rapport de la vapeur de l'eau avec la chaleur, influant plus grand que celui de l'eau, qui fait que le terme d'ébullition de ce liquide reste si parfaitement stationnaire, dans des vaisseaux ouverts, sur les feux les plus actifs, on peut s'imaginer que d'autres vapeurs qui ont une chaleur latente plus petite ne sont pas capables de maintenir, par leur formation, l'ébullition de leurs liquides respectifs à une température uniforme. J'ai observé que cette variation

dans le terme d'ébullition a effectivement lieu avec l'huile de térébenthine, le pétrole et l'acide sulfurique. Lorsque ces liquides sont brusquement chauffés dans des fioles à médecine, ils s'élèvent de 12 à 15 degrés centigrades au-dessus du point ordinaire auquel ces liquides bouillent dans des capsules hémisphériques. Il s'ensuit aussi, que leurs vapeurs, étant produites avec peu de chaleur, sont aptes à s'élever avec violence d'explosion. L'huile de térébenthine varie en outre, dans son terme d'ébullition, suivant qu'elle est fraîche et limpide : il n'est donc pas besoin d'élever une objection sur deux degrés de différence. Mais, dans le Système de Chimie du docteur Murray, et tous ceux publiés en Angleterre avant 1817, on a assigné 293°,33 centigrades comme étant le terme d'ébullition de cette huile volatile. Il faut en excepter M. Dalton, car il dit : « Plusieurs auteurs ont avancé que l'huile de térébenthine bout à 293°,33 centigrades. J'ignore ce qui a pu donner lieu à cette erreur ; mais son ébullition a lieu au-dessous de 160° centigrades, comme toutes les autres huiles essentielles. Le docteur Thomson établit le terme d'ébullition de l'huile de térébenthine à 158°,56 centigrades, terme qu'à raison de la grande confiance qu'il a dans son thermomètre, il insinua devoir être plus exact que le mien à 157°,77, et, *à fortiori*, que celui à 160°, tel que le trouva le fabricant d'huile à qui j'en avais référé ; mais la différence de nos deux nombres est en réalité insignifiante, et elle peut être attribuée à l'état de l'huile et de la chaleur, tout aussi bien qu'à des erreurs provenant d'instrumens ou d'observations. Il est probable que nos thermomètres étaient également exacts, et que nous en avons fait usage avec un soin égal. Mais que dira le docteur Thomson de la réduction de M. Dalton ?

De ce qui vient d'être dit, on peut inférer que la conversion à toutes températures, quelque basses qu'elles soient, d'un liquide ou d'un solide quelconque en vapeur, est constamment accompagnée d'une soustraction de chaleur des

corps environnans, ou, en langage populaire, de production de froid, et que le degré de refroidissement sera proportionnel à la capacité de la vapeur pour la chaleur, et à la rapidité de sa formation. L'application de ce principe aux usages domestiques a été suggérée pour la première fois par les docteurs Cullen et Black, perfectionnée et étendue depuis par M. Leslie. Nous décrirons ces méthodes à l'article CONDÉLATION.

Il paraît, en outre, probable que les gaz permanens ont, avec la chaleur, le même rapport supérieur que les vapeurs. Il s'ensuit, que leur passage à l'état liquide ou à l'état solide doit être accompagné de dégagement de chaleur; et comme dans la combustion de l'hydrogène, du phosphore et des métaux, il y a abondance de matière gazeuse fixée, c'est-à cette circonstance que Black et Lavoisier attribuèrent toute la chaleur et la lumière qui résultaient de cette combinaison. Nous verrons cependant, à l'article COMBUSTION, que l'adoption de cette hypothèse plausible présente beaucoup de difficultés. La meilleure explication qu'on puisse offrir de la commune notion, relativement à la chaleur latente des gaz, est l'effet produit par l'air condensé dans un tube-briquet, où la compression mécanique semble exprimer et chasser-hors de l'air froid son approvisionnement latent et de chaleur et de lumière. Un tube de verre d'environ 20 centimètres de long et 12 millimètres de diamètre, bien calibré, fermé à l'une de ses extrémités, et auquel on adapte un court piston, est ce qui convient le mieux pour faire voir l'agréable résultat de cette expérience. Cependant, lorsqu'elle n'a pour objet que d'enflammer de l'amadou, un tube de laiton de 10 à 12 centimètres de long et de 10 millimètres de large peut suffire. Une condensation d'air, opérée avec adresse, au cinquième de son volume, produira la chaleur d'ignition.

Nous avons fait voir, en traitant de la chaleur spécifique, que, dans un gaz, sa diminution est plus rapide que celle de son volume; et par conséquent il y aura dégagement de cha-

leur par la condensation de ce gaz, soit que nous considérons ce phénomène comme l'expulsion d'un fluide, ou comme l'effet d'actions intenses excitées parmi les molécules par leur rapprochement violent. L'inverse du phénomène ci-dessus se produit en grand dans les mines de Schminitz en Hongrie. La machine hydraulique pour l'épuisement de ces mines consiste essentiellement dans deux forts cylindres de cuivre vidés d'air, distans verticalement d'environ 29 mètres l'un de l'autre, et réunis par un tuyau ou conduit. Le cylindre le plus élevé, qui est à l'ouverture de la mine, peut être chargé d'eau par la pression d'un réservoir élevé de 46 mètres au-dessus de lui. L'air, soudainement délogé par cette énorme pression hydrostatique, est condensé à travers le conduit, sur la surface de l'eau, dans le cylindre inférieur; ce qui la force à s'élever, dans le conduit, à sa surface; et alors elle prend sa place. Lorsque les robinets sont tournés pour recharger d'eau le cylindre inférieur, l'air emprisonné, se dilatant jusqu'à son volume naturel, absorbe assez puissamment la chaleur pour convertir les gouttes d'eau qui sortent avec lui en grêle et en neige. M. Gay-Lussac a dernièrement proposé une imitation en très-petit de cette machine pour produire un refroidissement artificiel. Il expose le petit corps à refroidir à un filet d'air s'échappant par un petit orifice d'une caisse dans laquelle cet air a été fortement condensé. Je fis, dans l'automne de 1816, chez M. Breguet, à Paris, une expérience analogue. Cet artiste célèbre m'ayant offert un de ses élégans thermomètres métalliques, je lui proposai aussitôt de nous en servir pour déterminer la chaleur soustraite d'abord, et ensuite dégagée dans l'épuisement d'air, et sa réadmission dans le récipient d'une machine pneumatique. Ayant renfermé dans un récipient ce thermomètre, et un autre par Crighton, que je me trouvai avoir avec moi, nous reconnûmes, par un épuisement rapide du récipient, que le thermomètre de M. Breguet indiquait un refroidissement de 27°,77 centigrades, tandis que celui de Crighton ne s'était

abaissé que de 5°,88. Lorsque les deux thermomètres furent revenus à la même température, on fit promptement la rentrée de l'air dans le récipient. Le thermomètre de M. Breguet s'éleva alors de 27°,77 centigrades, tandis que celui de Crighton ne monta que de 3°,88, comme ci-dessus. *Voyez* THERMOMÈTRE.

M. Darwin a donné une explication ingénieuse de la production de la neige sur les sommets des plus hautes montagnes, par la précipitation de la vapeur provenant de l'air raréfié qui s'élève des plaines et des vallons. « Les Andes, dit sir H. Davy, placées presque sous la ligne, s'élèvent au milieu de sables brûlans. Vers la moitié environ de la hauteur est un climat agréable et doux. Les sommets sont couverts de neiges qui n'éprouvent aucun changement, et ces rangs de température sont toujours distincts; les vents chauds du dessous, s'ils s'élèvent, se refroidissent en conséquence de la dilatation et de l'air froid; si par une force quelconque de la bouffée, il est chassé en bas, il est condensé et rendu plus chaud à mesure qu'il descend ». L'évaporation et la raréfaction, les grands moyens que la nature emploie pour tempérer les chaleurs excessives de la zone torride, agissent très-puissamment sur les montagnes et les mers; mais les sables de niveau sont dévorés par la chaleur qui n'est point mitigée. Dans les climats plus doux, les ardeurs du soleil des solstices sont tempérées par les vapeurs qui s'élèvent en abondance de chaque rivière et de chaque champ, tandis que le froid d'hiver est modéré par la condensation des vapeurs de l'atmosphère, sous la forme de neige.

Dans les animaux, l'équilibre de température est maintenu par la vapeur qui se dégage en abondance des poumons et de la peau. La suppression de cette émanation est la cause ordinaire d'un grand nombre de maladies dangereuses; et parmi elles, les fièvres tiennent le premier rang. La chaleur du corps, dans le cas de transpiration supprimée,

excède quelquefois de 3 ou 4 degrés centigrades le terme moyen ordinaire de la chaleur dans l'état de santé. Les moyens directs et naturels d'atténuer les effets de cette température morbifique, furent, pour la première fois, systématiquement recommandés par le docteur Currie, de Liverpool. Il fit voir, que par aspersion ou affusion d'eau froide sur la peau d'un malade tourmenté de la fièvre, on produit les plus salutaires effets, lorsque la température se maintient au-dessus de 36°,66 centigrades, qu'il n'y a point de sensation de frisson, ni moiteur à la surface du corps. Un moyen élégant de réfrigération topique, consiste à appliquer sur une partie quelconque de la peau un morceau de mousseline ou de papier tissu, et de l'humecter avec de l'éther, du carbure de soufre ou de l'alcool. En versant successivement des gouttes d'éther sur la surface d'un tube de verre mince contenant de l'eau, on peut former, dans le cœur de l'éthér, un cylindre de glace. Le moyen le plus convenable que le chimiste puisse mettre en usage pour dépouiller un gaz de vapeur, consiste à le faire passer lentement à travers un grand tube courbé en différents sens, et enveloppé dans du papier poreux humecté avec de l'éther.

D'un autre côté, si le chimiste désire exposer ses vaisseaux à une chaleur réglée, il fait condenser de la vapeur chaude sur leur surface froide. La chaleur, ainsi dégagée de la vapeur, passe dans le vaisseau, et l'élève promptement avec la plus grande précision à la température qu'il veut obtenir. Tout laboratoire doit donc être pourvu d'un bain de vapeur. Celui que je fis établir il y a peu d'années pour le laboratoire de l'institution où je professe la chimie, est tellement simple et d'un emploi si efficace, qu'il me semble convenable d'en présenter ici la description. Ce bain de vapeur consiste dans une boîte carrée d'étain d'environ 46 centimètres de long, 36 de large et 15 de haut, creusée un peu à son fond par le marteau, vers son centre, dans lequel on

perce un trou rond de 12 ou 15 centimètres de diamètre. Dans ce trou est soudé un tube d'étain de 8 à 10 centimètres de long : ce tube entre, en s'y adaptant très-exactement, dans l'orifice d'une bouilloire ou cafetière à thé ordinaire, dont le manche est brisé et pliant. A la partie supérieure de la boîte sont pratiqués en certain nombre des trous circulaires de différens diamètres, dans lesquels on peut placer des capsules évaporatoires de platine, de verre ou de porcelaine. Lorsque la bouilloire, remplie d'eau, est mise, son bec étant fermé, sur une étuve, la vapeur, en se jouant sur les fonds des capsules, les chauffe à la température requise ; et cette vapeur elle-même étant continuellement condensée, descend et retourne dans la bouilloire pour s'en élever de nouveau, en cohobation non interrompue. Les ouvertures sur le dessus de la boîte, dont on ne fait pas usage, sont fermées avec des couvercles d'étain. Pour sécher des précipités, je ferme le haut du tube de l'entonnoir de verre, et le place droit avec son filtre dans une ouverture de dimension convenable. Pour sécher le choux rouge, les pétales de violette, etc., on se munit d'une auge d'étain qui s'adapte solidement à la surface supérieure de la boîte en dedans du bord qui l'entoure. Les orifices circulaires sont laissés ouverts pendant que l'auge est appliquée sur la boîte. On peut se servir avec avantage d'un appareil ainsi disposé pour l'épaississement des masses pâteuses, à former en losanges et coquilles.

Mais le plus éclatant trophée élevé à la science du calorique, est la machine à vapeur de Watt. Par une erreur de son ami le docteur Robison, ce physicien célèbre a été jusqu'ici privé en partie de ses droits à l'admiration et à la reconnaissance des hommes. Quoique les recherches fondamentales sur la constitution de la vapeur d'eau, qui formaient la base solide de sa gigantesque construction, se trouvent coïncider parfaitement avec les résultats du docteur Black, elles n'en dérivent pas. Dans quelques conver-

sations que j'eus l'honneur d'avoir avec ce bienfaiteur de son pays, peu de temps avant sa mort, il décrivait avec une naïveté charmante les expériences simples, mais décisives, à l'aide desquelles il parvint à découvrir la chaleur latente de la vapeur d'eau. Ses moyens et son loisir ne lui permettant pas de se procurer des appareils dispendieux et compliqués, il se servit de fioles à médecine. Avec ces fioles, il reconnut et constata les deux faits principaux : 1.^e qu'un ponce cube d'eau devait former environ un pied cube, ou 1728 ponce cubes de vapeur d'eau ordinaire ; 2.^e que la condensation de cette quantité de vapeur chaufferait six ponce cubes d'eau, de la température de l'atmosphère à celle de l'ébullition. Il vit donc ainsi que six fois cette différence de température, ou (en supposant la température atmosphérique à 12 degrés centigrades) 528 degrés centigrades de chaleur avaient été pleinement employés pour donner à la vapeur d'eau son état d'élasticité ; ce qu'il fallait soustraire entièrement avant qu'il pût être produit un vide complet sous le piston de la machine à vapeur. Ces déterminations-pratiques se trouvèrent depuis s'accorder assez avec les observations du docteur Black. Quoique M. Watt fût alors connu du docteur, il n'était pas avec lui dans ces termes de l'intimité qui les ont unis depuis, et il n'était pas membre de sa classe.

Les trois principaux perfectionnemens de Watt, qui semblent avoir épuisé les ressources de la science et de l'art, sont les suivans : 1.^e un vase séparé, qu'il appelle *condenseur*, plongé dans un corps d'eau froide, et communiquant simplement avec le grand cylindre, dans lequel se meut le piston d'impulsion, par un tuyau mince placé à côté de lui. En ouvrant une soupape, ou robinet de communication, la vapeur d'eau élastique qui avait soulevé le lourd piston, s'élance avec une vitesse magique dans le tuyau, laissant un vide presque parfait dans le cylindre, dans lequel le piston est forcé de descendre par la pression de l'atmo-

sphère. Ce qui avait paru impossible aux précédens constructeurs de machines à vapeur, s'accomplissait ainsi. Le vide était formé sans refroidir le cylindre lui-même. Il restait ainsi à la chaleur bouillante pour recevoir le moment d'après la vapeur élastique et la maintenir à cet état. 2.^e Son second grand perfectionnement consistait à supprimer tout-à-fait l'usage de la pression atmosphérique, et à faire mouvoir le piston par la force de la vapeur seule, en la faisant agir alternativement en dessus et en dessous de ce piston, qui par conséquent n'avait pas besoin d'être très-lourd pour redescendre; et ce qui désormais ne devait pas nécessiter une aussi grande dépense de chaleur. 3.^e Le dernier perfectionnement enfin était l'impulsion double, au moyen de laquelle la puissance de sa machine, déjà si grande, était dans un instant plus que doublée. Il n'avait pas besoin alors du contrepoids jusque là nécessaire dans la machine à impulsion simple, et Watt l'allégeait ainsi du poids de plusieurs centaines de kilogrammes dont, depuis l'époque de son invention, environ soixante-dix ans auparavant, on l'avait chargée.

L'application de la vapeur d'eau à l'échauffement des appartemens est un autre fruit précieux de l'étude de la nature et de la manière d'agir de cette vapeur. Ainsi, par une combinaison de moyens de sûreté, de propreté et d'agrément, on parvient à produire une chaleur dont on peut adapter l'emploi à tout objet de convenance et de commodité particulières, ou en faire un usage utile dans les manufactures et établissemens publics. Il a été reconnu qu'une chaudière en ébullition échauffera, par *piec cube* (environ 28 décimètres cubes), un espace de *deux mille pieds* (environ 610 mètres) dans une filature de coton dont la chaleur moyenne est de 20 à 25 degrés centigrades. Et si l'on évalue à 25 pieds cubes (environ 700 décimètres cubes) de chaudière en ébullition la force d'un cheval dans une machine à vapeur, dont le travail se fait par manège, alors une semblable chaudière suffirait pour échauffer cinquante mille pieds

cubes (environ 14150 mètres cubes) d'espace. Il a été aussi reconnu qu'un pied carré (929 centimètres carrés) de surface de conduit de vapeur d'eau suffit pour l'échauffement d'un espace de deux cents pieds cubes (environ 6 mètres cubes). Cette quantité de surface s'adapte à un bâtiment ordinaire bien construit en briques ou pierres. La soupape de sûreté de la chaudière devrait être chargée d'un poids d'environ un kilogramme par chaque aire ou surface d'environ six centimètres carrés, ainsi que cela est réglé pour les machines à vapeur de M. Watt. Des conduits ou tuyaux de fonte de fer sont préférables à tous autres pour la diffusion de chaleur. Il faut tenir compte de la dilatation, qui, dans la fonte de fer, peut être évaluée à environ deux millimètres et demi pour chaque longueur d'environ trois mètres. Les conduits devraient être distribués à quelques centimètres en-dedans du plancher.

On fait actuellement un très-grand usage de la vapeur d'eau pour sécher la mousseline et les calicots. On en remplit de gros cylindres, qui, en répandant dans la pièce où ces étoffes sont suspendues, une chaleur de 40 ou 50 degrés centigrades, les séchent rapidement. Parfois on fait glisser l'étoffe en serpentant, et en l'y pressant fortement autour d'une suite de cylindres à vapeur, rangés parallèlement. Elle est ainsi entièrement séchée, et sans danger, dans une minute de temps. L'expérience a appris que dans des laines teintes en couleur vive, comme l'écarlatte, séchées à une chaleur ordinaire de magasin d'environ 53 degrés centigrades, la couleur est devenue foncée, et qu'elles sont rudes au toucher, tandis que des écheveaux semblables, laissés sur le conduit à vapeur, chauffés jusqu'à environ 74 degrés centigrades, conservent la nuance et l'éclat qu'ils avaient étant mouillés. Ceux qui travaillent dans les appartemens où l'on sèche à la vapeur d'eau sont sains et bien portans; les ouvriers qui étaient autrefois employés dans les magasins chauffés à l'étuve devenaient promptement maladifs et émaciés.

Il faut attribuer ces effets nuisibles à l'action sur l'atmosphère de la fonte de fer , à une température élevée.

L'échauffement au moyen de la vapeur d'eau , de grandes quantités d'eau , ou autres liquides , soit pour bains ou pour manufactures , peut avoir lieu de deux manières ; c'est-à-dire , que le conduit à vapeur peut être plongé ayant une extrémité ouverte dans un réservoir d'eau ; ou , que la vapeur d'eau peut être répandue autour du liquide , en le faisant passer dans l'intervalle laissé vide entre le vaisseau qui contient le liquide et une enveloppe de bois dont on le garnit. Ce second moyen est d'une application universelle. Un gallon (environ 4 litres) d'eau à l'état de vapeur pouvant chauffer 6 gallons (24 litres) à 10° centigrades jusqu'au terme de l'ébullition ou de 90° centigrades ; 1 gallon (4 litres) de vapeur d'eau suffira pour élever la température de 18 gallons (72 litres) d'eau à 10° centigrades jusqu'à 40 degrés , ou de 30° centigrades.

On fait également une autre application utile de la vapeur d'eau pour la cuisson des alimens de l'homme ; « car , dit le docteur Black , c'est la carrière la plus efficace de chaleur dont on puisse se faire l'idée , et qui ne la déposera que sur des corps plus froids que l'eau bouillante ». D'où il suit , que dans une rangée de pots , dès que dans le premier la température s'est élevée au terme de l'ébullition , mais pas plus tôt , la vapeur passera de ce premier pot au second , puis de celui-ci au troisième , et ainsi successivement. On pourra donc connaître à l'inspection du dernier pot l'état des vaisseaux qui précèdent. On a dernièrement procédé à la distillation en entourant l'alambic d'une forte boîte métallique , et en remplissant l'interstice avec de la vapeur d'eau chauffée à 125 ou 150° centigrades. Mais malgré l'emploi de soupapes de sûreté , et toute attention ordinaire , des explosions dangereuses ont eu lieu. La distillation dans le vide au moyen de la chaleur , extérieurement appliquée , de vapeur d'eau de force ordinaire , serait une manière d'opérer sûre et élégante. Cepen-

dant les expériences anciennes, et probablement très-exactes, de M. Watt sur ce sujet, ne nous permettent pas de compter sur une économie de combustible, devant résulter seulement du mode de distillation dans le *vide*. Le résultat auquel on ne s'attendait pas de ces expériences, est qu'il n'y a aucun avantage à espérer dans la fabrication des esprits ardents par distillation dans le *vide*. On trouve en effet, que la chaleur latente de la vapeur est au-moins autant augmentée que la chaleur sensible est diminuée. *D.^r Black's Lectures*, vol. I, pag. 190.

Par avantage, il est évident qu'on entend parler d'économie de combustible. Mais dans la préparation des esprits, des éthers, des vinaigres et des huiles essentielles, il y aurait indubitablement un grand avantage relativement au goût, tout risque de celui d'*empyreume* étant ainsi écarté.

On a introduit, comme perfectionnement, l'usage en médecine, sous le nom de bains, de chambres remplies de vapeur d'eau chauffée à environ 51°,67 centigrades. On a aussi fait emploi d'air sec. On peut le supporter à une chaleur beaucoup plus grande que de l'air humide. Voyez TEMPÉRATURE.

Dans toutes les maisons établies pour administrer des secours aux noyés, on devrait tenir tout prêt un grand berceau contenant de la sciure de bois chauffée par la vapeur d'eau; ou il pourrait y être disposé pour cet objet une chambre à vapeur.

Je crois avoir ainsi complété mon Traité de ce que je considère comme appartenant directement au calorique dans un Dictionnaire de Chimie. On trouvera, aux articles *Alcool*, *Attraction*, *Chalumeau*, *Climat*, *Combustion*, *Congélation*, *Digesteur*, *Distillation*, *Eau*, *Électricité*, *Gaz*, *Lumière*, *Pyromètre*, *Thermomètre*, quelques faits corrélatifs intéressans.

CALORIMÈTRE. C'est le nom donné par Lavoisier à un

instrument imaginé par lui et M. Delaplace pour mesurer la quantité de chaleur qu'abandonne un corps en se refroidissant, chaleur estimée d'après la quantité de glace que ce corps fait fondre. Le calorimètre consiste dans trois vaisseaux circulaires concentriques, disposés de manière à laisser entre eux deux cavités ou chambres séparées, et dans un châssis en grillage de fil-de-fer suspendu au milieu du vaisseau intérieur. C'est dans ce grillage que se place le corps chaud. Les deux interstices concentriques extérieurs sont remplis de glace pilée : le plus éloigné sert à garantir de l'influence de l'atmosphère la glace dans celui du milieu, dont la fusion est la mesure de la quantité de chaleur abandonnée par le corps chaud placé au centre. L'eau de la glace fondue coule le long du fond, qui se termine en forme d'entonnoir, avec un robinet.

CAMÉLÉON MINÉRAL. Lorsqu'on fait fondre ensemble dans un creuset, de la potasse pure et de l'oxide noir de manganèse, il se forme un composé, dont la dissolution dans l'eau, de couleur verte d'abord, passe spontanément par toutes les nuances des anneaux colorés, au rouge. De cette dernière teinte on peut, en ajoutant de la potasse caustique à la dissolution, la faire rétrograder en couleur jusqu'à celle verte qu'elle avait originairement, ou bien, la dissolution peut être rendue tout-à-fait incolore par une addition d'acide sulfurique ou de chlore; et dans ce cas, il peut y avoir ou non production de précipité, suivant les circonstances. MM. Chevillot et Edwards ont lu dernièrement, à l'Académie des Sciences de l'Institut, des Mémoires intéressans sur cette substance. Ils ont trouvé qu'en chauffant dans des vaisseaux fermés, contenant de l'azote, un mélange de potassé et d'oxide vert de manganèse, il ne s'était pas formé de caméléon. Il en fut de même en opérant dans les mêmes circonstances avec l'oxide brun, et enfin avec l'oxide noir. Ils attribuent donc le phénomène à l'absorption de l'oxigène,

absorption qui était la plus grande , lorsque les proportions d'oxide de manganèse et de potasse étaient celles de parties égales. Ils regardent donc le mélange dans ces proportions , comme étant un manganésiate de potasse ; quoiqu'ils n'aient pu jusqu'à présent réussir dans les essais qu'ils ont faits pour isoler ce tritoxide supposé ou acide manganésique. Lorsqu'on verse des acides sur le caméléon *vert*, ou un alcali sur le caméléon *rouge*, ils sont également changés d'une couleur à l'autre ; et même l'ébullition ou l'agitation suffisent pour séparer l'excès de potasse dans le caméléon vert, et pour le convertir en caméléon rouge. Plusieurs acides aussi, lorsqu'on les emploie en excès, décomposent entièrement le caméléon , en lui enlevant la potasse, dégagant l'oxigène et précipitant le manganèse à l'état d'oxide noir. Le sucre, les gommes et plusieurs autres substances capables de s'emparer de l'oxigène, décomposent aussi le caméléon , et son exposition à l'air produit également le même effet. La soude, la baryte et la strontiane fournissent aussi des caméléons particuliers. Le caméléon rouge de potasse est parfaitement neutre. Le phosphore étant mis en contact avec ce caméléon, il se produit une détonation , et il enflamme quelques autres combustibles. Exposé seul à la chaleur, il se résout en oxigène, en oxide noir de manganèse et en caméléon vert, ou sous-manganésiate de potasse.

CAMPÊCHE. C'est l'*hæmatoxylum campechianum* de Linnée, ou l'arbre qui fournit le bois connu sous le nom de bois de campêche.

Ce bois est assez pesant pour tomber dans l'eau ; il est dur, compacte, d'un grain fin, pouvant être poli, et à peine susceptible de dépérissement. Sa couleur dominante est de rouge, teint d'orangé, de jaune et de noir.

Il cède sa couleur aux dissolvans aqueux et spiritueux. L'alcool s'en charge plus promptement et en plus grande quantité que l'eau. La couleur de ses teintures est un beau

rouge, tournant un peu au violet ou au pourpre, ce qui s'observe principalement dans la décoction aqueuse. Cette décoction, abandonnée à elle-même, passe avec le temps au jaunâtre, et finit par devenir noire. Les acides font vivre la couleur rouge de ce bois au jaune; et les alcalis la rendent plus foncée, en lui donnant une teinte pourpre ou violette.

La décoction de bois de campêche ne ferait prendre aux étoffes qu'une couleur légère et fade, si elles n'étaient pas préalablement préparées avec de l'alun et du tartre. On ajoute aussi un peu d'alun au bain : à l'aide de ces moyens, les étoffes acquièrent un assez bon violet.

On peut obtenir du bois de campêche une couleur bleue, en mêlant du vert-de-gris avec le bain, et trempant l'étoffe jusqu'à ce qu'elle ait acquis la nuance convenable.

La plus grande consommation du bois de campêche est celle qui a lieu pour les noirs, auxquels il donne le lustre et le velouté, et aussi pour les gris de certaines nuances. On en fait également un grand emploi pour différentes couleurs composées, qu'il serait difficile d'obtenir d'égale beauté et variété au moyen de drogues fournissant une teinture plus permanente.

Le suc du bois de campêche se mêle souvent avec celui du bois de Brésil pour rendre les couleurs plus foncées; leur proportion varie suivant la nuance que l'on désire obtenir.

On fait emploi du bois de campêche pour teindre la soie en violet. Il faut, à cet effet, que la soie soit décreusée, alunée et lavée; car, sans l'alunage, la soie ne prendrait qu'une teinte rougeâtre, et qui ne tiendrait pas la soie étant mouillée. La soie teinte ainsi doit être tournée dans une décoction froide de bois de campêche, jusqu'à ce qu'elle ait acquis la couleur convenable. Si la décoction était employée chaude, la couleur serait en bandes et inégale.

Il a déjà été observé par Berginon qu'on pouvait produire avec le bois de campêche, un beau violet, en imprégnant la

soie d'une dissolution d'étain. Il est possible, en effet, d'obtenir ainsi, surtout en mêlant ensemble du bois de campêche et du bois de Brésil en diverses proportions, un grand nombre de belles nuances, inclinant plus ou moins au rouge, depuis le lilas jusqu'au violet. Voyez NÉMATINE.

CAMPBRE: C'est une substance végétale, immédiate, particulière, qui nous est, en plus grande partie, apportée des Indes-Orientales. Il y en a de deux sortes, l'une qui nous vient de la Chine et du Japon, et l'autre des îles de Sumatra et de Bornéo. On les y obtient l'une et l'autre des racines du bois et des feuilles de deux espèces de *laurus*; ce sont les racines qui en fournissent le plus abondamment. Le mode d'extraction du camphre au Japon, consiste à distiller avec de l'eau le bois du *laurus camphora* dans de grandes cucurbites de fer surmontées de chapiteaux en terre, dont l'intérieur est garni de paille de riz. Le camphre se sublime en plus grande partie, et se solidifie sur la paille, et il en passe une partie avec l'eau dans le récipient dont chaque cucurbite est munie.

Le camphre séparé de la paille est soumis à une nouvelle sublimation dans des vaisseaux de verre peu élevés, à fond aplati, placés dans du sable. Le camphre se solidifie à l'état de pureté à la partie supérieure du vaisseau, dont ensuite on le détache avec un couteau, après avoir rompu le verre. Lewis assure que la purification du camphre n'exige aucune addition; mais que le point principal consiste à régler le feu de manière que la partie supérieure du vaisseau puisse être assez chaude pour ramollir tout le sublimé et lui faire prendre la forme d'une espèce de gâteau. Suivant M. Chaptal, les Hollandais purifient le camphre en le mêlant, avant la sublimation, avec environ 60 grammes de chaux vive par kilogramme.

Le camphre ainsi purifié est une substance blanche, concrète, cristalline. Il n'est pas cassant, mais s'émiette facile-

ment, ayant une consistance qui ressemble à celle du spermaceti, mais plus ferme. Il a une odeur forte et pénétrante, et une saveur âcre. Il est si volatil, qu'il s'exhale en totalité lorsqu'on le laisse exposé dans un air chaud; il est assez léger pour surnager sur l'eau. Il est très-inflammable, brûlant avec une flamme très-blanche et fumée, sans laisser de résidu. Les racines de la zédoaire, du thym, du romarin, de la sauge, de l'*inula helenium*, de l'anémone, de la pulsatille, et d'autres végétaux, donnent du camphre par distillation. Il est remarquable que toutes ces plantes en fournissent une beaucoup plus grande quantité, lorsqu'on a laissé passer la sève à l'état coneret par une dessiccation de plusieurs mois. Le thym et la menthe poivrée, séchés lentement, donnent beaucoup de camphre; et M. Achard a observé que l'odeur de camphre se fait sentir lorsqu'on traite avec des acides de l'huile volatile de fenouil.

M. Kind, chimiste allemand, essayant d'incorporer du gaz acide muriatique avec de l'huile de térébenthine, en mettant de cette huile dans des vaisseaux où ce gaz était reçu à mesure qu'il était dégagé, trouva qu'elle se colorait d'abord en jaune, puis en brun, et qu'à la fin, elle se coagulait en presque totalité en une masse cristalline, qui se comportait, sous tous les rapports, comme le camphre. Tromsdorff et M. Boulay ont confirmé ce fait. On peut obtenir une petite quantité de camphre de l'huile de térébenthine, par simple distillation, à une très-douce chaleur. Cependant d'autres huiles essentielles en fournissent davantage. Par évaporation dans des vaisseaux peu profonds, à une chaleur n'excédant pas celle de 14° centigrades, M. Proust obtint de l'huile de lavande les 0,25 de son poids de camphre, de celle de sauge 0,21, de marjolaine 0,1014, de romarin 0,0625: il opérait assez en grand.

Le camphre n'est pas sensiblement soluble dans l'eau, quoiqu'il communique son odeur à ce liquide, et il peut être brûlé flottant à sa surface. On dit néanmoins qu'un

chirurgien de Madrid est parvenu à effectuer sa dissolution dans l'eau, au moyen de l'acide carbonique.

Le camphre peut être pulvérisé en l'humectant avec de l'alcool, et en le triturant alors jusqu'à dessiccation. On peut le former en émulsion en le broyant préalablement avec environ trois fois son poids d'amandes, et en ajoutant ensuite l'eau peu-à-peu. Cet objet peut être aussi rempli avec un jaune d'œuf et des mucilages; mais on n'y réussit pas bien avec du sucre.

Il a été observé par Roumieu, que de petits morceaux de camphre flottant sur l'eau ont un mouvement giratoire.

L'alcool, les éthers et les huiles dissolvent le camphre.

L'addition d'eau aux dissolutions spiritueuses ou acides du camphre l'en sépare à l'instant.

M. Hatchett a particulièrement examiné l'action de l'acide sulfurique sur le camphre. Après avoir laissé deux jours en digestion 6,5 grammes de camphre dans 50 grammes d'acide sulfurique concentré, il chauffa doucement, et continua deux jours de plus la digestion. Il ajouta alors à la liqueur 180 grammes d'eau, et le tout fut distillé à siccité. Il passa avec l'eau 19 centigrammes d'une huile essentielle ayant une odeur mêlée de celles de lavande et de menthe poivrée. Le résidu ayant été traité à deux fois répétées avec 60 grammes d'alcool chaque fois, il resta environ 3,5 grammes d'un charbon compact en petits fragmens. L'alcool ayant été alors évaporé au bain-marie, il abandonna 5 grammes d'une substance d'un brun noirâtre, amère, astringente, ayant l'odeur de caramel, et formant avec l'eau une dissolution d'un brun foncé. Le sulfate de fer, l'acétate de plomb, le muriate d'étain et le nitrate de chaux précipitaient cette dissolution en un brun très-foncé. Elle précipitait l'or de ses dissolutions à l'état métallique. La colle de poisson séparait tout ce qui en avait été dissous, en formant un précipité presque noir.

Lorsqu'on distille à plusieurs fois répétées de l'acide

nitrique sur de grandes quantités de camphre, il le convertit en un acide particulier. *Voyez* ACIDE CAMPHORIQUE.

Le camphre se fond à 142° centigrades, et entre en ébullition à la température de 204° centigrades. En faisant traverser du peroxide de cuivre par du camphre en vapeur, le docteur Thomson le convertit en acide carbonique et en eau. Il opéra sur une seule partie; il en conclut que sa composition est :

Carbone. . .	0,738	$8 \frac{1}{2}$ atômes =	6,375	73,91
Hydrogène. .	0,144	10,0	=	1,250 14,49
Oxigène. . .	0,118	1,0	=	1,000 11,60
	1,000		8,625	100,00

M. Théodore de Saussure a fait l'analyse du camphre (*Biblioth. univers.*, février 1820). En brûlant 44 milligrammes de cette substance dans un tube rempli de gaz oxigène, ils ont consumé 81,14 centimètres cubes de ce gaz, en formant 60,86 de gaz acide carbonique. Il en résulte que 100 de camphre contiennent en poids :

Carbone.	74,38
Hydrogène.	10,17
Oxigène.	15,45
	100,00

Le camphre, pris à l'intérieur comme remède, a été souvent administré avec beaucoup d'avantage dans les doses de 12 à 50 centigrammes, pour procurer du repos dans la manie, et s'opposer à la gangrène. Quoiqu'agissant manifestement comme stimulant lorsqu'il est appliqué à l'extérieur, il paraît plutôt, d'après les rapports du Cullen et autres, diminuer la température animale et la fréquence du pouls. A grandes doses, il agit comme poison; et, dans ce cas, l'opium est le meilleur antidote. Il convient d'administrer le camphre pour tempérer l'effet d'irritation des cantharides, du mézérion, des préparations salines de mercure, et des

purgatifs drastiques. Il diminue la tendance de la squille à provoquer les nausées, et empêche qu'elle n'irrite la vessie. On l'emploie à l'extérieur comme discutif. Dissous dans l'acide acétique avec des huiles essentielles, il forme le vinaigre dont nous sommes redevables à M. Henry. Il facilite, d'une manière remarquable, la dissolution du copal. Ses émanations sont très-nuisibles aux insectes; et c'est par cette raison qu'on en fait un grand usage pour garantir de leurs ravages les sujets d'histoire naturelle.

CANCER (*Matière du*). Le docteur Crawford trouva que cette sécrétion morbifique verdit le sirop de violette, et qu'étant traitée avec de l'acide sulfurique, elle émet un gaz ressemblant à l'hydrogène sulfuré, qu'il suppose avoir existé en combinaison avec l'ammoniaque dans l'ulcère; de là résulte l'action de ce pus virulent sur les sels métalliques. Le docteur Crawford observa également que l'odeur de ce pus était détruite par le chlore liquide; et par conséquent, il en recommande l'usage pour laver les plaies cancéreuses.

CANTHARIDES. Insectes vulgairement appelés *mouches d'Espagne*, et qu'on distingue dans le collège de pharmacie de Londres par le nom adopté d'après Gmelin, de *lytta vesicatoria*. Cet insecte a 16 millimètres de long et 6 de large; il a le corps allongé, et d'une couleur d'or éclatante, avec élytres mous ou ailes en gaines, marqué de trois bandes longitudinales élevées, et recouvrant des ailes membranenses. Un insecte de forme carrée, avec pieds noirs, mais ne jouissant pas de la propriété vésicante, se trouve quelquefois mêlé avec les cantharides. Celles-ci ont une odeur forte et désagréable, et une saveur âcre.

En traitant par de l'alcool pur une décoction aqueuse épaissie de cantharides, on obtient une dissolution qui, évaporée à siccité par une douce chaleur, donne pour résidu une matière résineuse. Cette matière, soumise pendant

quelque temps à l'action de l'éther sulfurique , forme une dissolution jaune, qui, par évaporation spontanée, laisse déposer des lames cristallines, salées par de la matière colorante qu'on leur enlève par l'alcool. Ces lames ont l'apparence du spermaceti. Elles sont insolubles dans l'eau, et solubles dans l'alcool bouillant, mais se précipitent de cette dissolution à mesure qu'elle refroidit. Ces lames constituent, suivant M. Robiquet, qui en fit la découverte, le véritable principe vésicant. On pourrait les appeler *vésicatorines*. Outre le principe particulier ci-dessus, les cantharides contiennent, d'après M. Robiquet, une huile verte fluide, insoluble dans l'eau, et se dissolvant dans l'alcool; une matière noire qui se dissout dans l'eau, et qui est insoluble dans l'alcool: ces substances n'étant l'une et l'autre nullement vésicantes; une matière jaune visqueuse, soluble dans l'eau et dans l'alcool; une matière grasse, des phosphates de chaux et de magnésie, un peu d'acide acétique et beaucoup d'acide urique.

Les cantharides prises dans l'estomac à des doses de quelques centigrammes agissent comme poison, occasionnent un horrible satyriasis, le délire, les convulsions, et la mort. M. Orfila rapporte plusieurs cas terribles des effets produits par les cantharides prises à l'intérieur, vol. I, p. 565 et suivantes. Les huiles, le lait, les sirops, les frictions sur l'épine du dos, faites avec un liniment composé d'huile d'olive, de laudanum liquide et d'ammoniaque, la teinture de musc et d'opium, et l'émulsion camphrée, sont les meilleurs antidotes contre ces funestes effets.

CAOUTCHOUC. Cette substance, qu'on a improprement appelée *gomme élastique*, et à laquelle aussi, d'après l'usage qu'on en fait pour effacer les traces du crayon sur le papier, on a vulgairement donné le nom de *frottoir indien*, s'obtient du suc laiteux de différentes plantes dans les pays chauds, dont les principales sont la *jatropha elastica* et l'*urceola elastica*.

Tome II.

Le suc est appliqué en couches successives sur un moule d'argile, et on les fait sécher au feu ou au soleil. Lorsqu'il y a un nombre suffisant de couches sur le moule, on le brise, et l'on en sépare les morceaux. Les acides séparent le caoutchouc de la partie plus mince du suc, en le coagulant tout-à-coup. Le suc des vieilles plantes fournit près des deux tiers de son poids de caoutchouc, et celui des plantes plus jeunes en produit moins. Le caoutchouc frais est d'un blanc jaunâtre ; mais, par son exposition à l'air, sa couleur devient plus foncée.

L'élasticité de cette substance est sa propriété la plus remarquable ; lorsqu'elle est échauffée, comme par son immersion dans de l'eau chaude, on peut en tirer des morceaux de manière à les allonger de sept ou huit fois leur longueur primitive, et ils reviendront à-peu-près à cette dimension première. Le froid rend le caoutchouc dur et peu flexible, mais l'échauffement rétablit son élasticité originale. Au feu, le caoutchouc se ramollit, se gonfle, et brûle avec une flamme vive. On s'en sert, à Cayenne, comme d'une bougie pour se procurer de la lumière. Ses dissolvans sont, l'éther, les huiles volatiles et le pétrole. Cependant il est nécessaire que l'éther soit lavé à plusieurs reprises avec de l'eau, et alors il dissout complètement le caoutchouc. Pelletier recommande de le faire bouillir pendant une heure dans l'eau, de le couper ensuite en très-minces lanières, de le faire bouillir de nouveau pendant une heure dans l'eau, et de l'introduire alors dans de l'éther sulfurique rectifié dans un vaisseau bien bouché. En opérant ainsi, dit-il, le caoutchouc sera dissous en totalité dans peu de jours, sans production de chaleur, si l'on a employé assez d'éther, à l'exception des impuretés qui tomberont au fond du vaisseau. Le caoutchouc se dissout mieux, suivant Berniard, dans l'éther nitrique que dans l'éther sulfurique. Si l'on étend la dissolution sur une substance quelconque, l'éther s'évapore très-promptement, et laisse une couche de caoutchouc qui n'a éprouvé aucune alté-

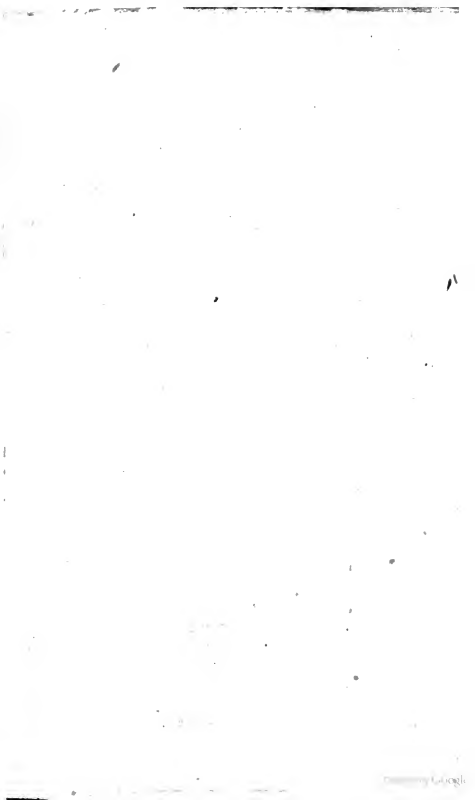
ration dans ses propriétés. Le naphte ou le pétrole, rectifié en un liquide incolore, dissout le caoutchouc, et le laisse également par évaporation, sans qu'il ait été altéré. L'huile de térébenthine le ramollit, et le met à l'état d'une masse pâteuse, qui peut s'étendre comme un vernis, mais qui est très-long-temps à se dessécher. On compose, dit-on, un vernis pour les ballons aérostatiques, en dissolvant du caoutchouc dans huit fois son poids d'huile de térébenthine, et en faisant dissoudre cette dissolution dans huit fois son poids d'huile de lin rendue siccativ par l'ébullition. Le caoutchouc, soumis à l'action des alcalis, perd son élasticité, que cette action détruit. Il décompose l'acide sulfurique; il y a dégagement d'acide sulfureux, et le caoutchouc est converti en charbon. L'acide nitrique agit sur le caoutchouc avec production de chaleur; il se développe du gaz nitreux, et le résidu présente de l'acide oxalique cristallisé. A la distillation, le caoutchouc fournit de l'ammoniaque et de l'hydrogène carboné.

On peut rendre le caoutchouc susceptible de prendre diverses formes, sans qu'il soit besoin de le faire dissoudre. Si, après l'avoir coupé en une lanière uniforme et d'une épaisseur convenable, on tourne cette lanière en la faisant monter en spirale le long d'une baguette de verre ou de métal, en comprimant chaque bord l'un contre l'autre de manière qu'il n'y ait aucun intervalle et que tous les bords se joignent exactement; que, dans cet état, on le fasse bouillir pendant quelque temps, les bords adhéreront ensemble assez fortement pour former un tube. On peut joindre facilement ensemble des morceaux de caoutchouc en en touchant les bords avec de sa dissolution dans l'éther: mais ce moyen n'est pas absolument nécessaire; car si, après avoir été simplement ramolli par la chaleur, on les rapproche en les tenant pendant quelque temps pressés l'un contre l'autre, ils contracteront une adhérence telle, que leur union sera complète et des plus intimes.

Si de l'huile de lin, rendue très-siccative en la faisant digérer sur de l'oxide de plomb, est appliquée avec une petite brosse sur une surface queleconque, et séchée ensuite au soleil ou à la fumée, elle formera une pellicule ayant une très-grande consistance, transparente, brûlant à la manière du caoutchouc, et puissamment élastique. Un kilogramme de cette huile étendue sur une pierre, et exposée à l'air pendant six ou sept mois, acquit presque toutes les propriétés du caoutchouc. On s'en sert pour la confection de sondes et de bougies, pour vernir des ballons, et pour d'autres usages.

Il y a plusieurs variétés du caoutchouc minéral. 1. Celle d'un brun noirâtre inclinant à l'olive. Elle est molle, excessivement compressible, onctueuse au toucher, ayant une odeur légèrement aromatique. Elle bout avec une flamme vive, laissant un résidu noir huileux, qui n'est pas susceptible de se dessécher. 2. Noire, sèche, fendillée à sa surface, mais avec une fracture d'un blanc jaunâtre. Il en exsude, lorsqu'elle est fraîchement coupée, un liquide ressemblant à de l'acide pyroligneux. Cette variété est translucide sur les bords, et presque d'un rouge d'hyacinthe. 3. Semblable à la variété précédente, mais d'une texture plus ferme et d'apparence ligneuse, ayant acquis de la consistance en couches successives. 4. Cette variété ressemble à la première; mais elle est d'une couleur plus foncée, et adhérente au spath calcaire gris avec des grains de galène. 5. Sa couleur est le brun de foie. Elle a l'aspect du caoutchouc végétal, mais passant, par une transition graduée, à l'état d'un bitume cassant, d'éclat vitreux, et de couleur jaunâtre. 6. Sa couleur est d'un brun rougeâtre sombre. Sa texture est spongieuse, ou semblable à celle du liège; elle contient des noyaux gris noirâtres de caoutchouc impur. On compte un nombre encore plus grand de variétés.

On a trouvé un échantillon de caoutchouc minéral dans une coquille marine pétrifiée, renfermée dans une roche, et un autre dans du spath-fluor cristallisé.



Continuation de la Table III.

Acide acéteux liquide	A
Gaz acide acéteux	A
Acide acétique liquide	A
Acide oxalique concret	O
Acide gallique liquide	G
Acide citrique liquide	C
Acide malique liquide	M
Acide benzoïque concret	Bz
Acide pyrolique liquide	P
Acide pyromalléique liquide	Pm
Acide camphorique concret	Cp
Acide lactique liquide	L
Acide saccholactique concret	SL
Acide formique liquide	Fm
Gaz acide prussique	Pz
Acide cobaltique liquide	Sb
Acide bismuthique liquide	Bb
Oxide de tungstène	T
Acide tungstique	T
Oxide de molybdène	M
Acide molybdique concret	M
Oxide d'arsenic	Aa
Acide d'arsénique concret	Aa
Oxide de cobalt	K
Oxide d'antimoine	Sb
Oxide de bismuth	B
Oxide de nickel	N
Oxide de manganèse	M
Oxide de zinc	Z
Oxide de fer	F
Oxide de plomb	P
Oxide de cuivre	C
Oxide d'étain	S
Oxide de mercure	H
Oxide d'argent	A
Oxide d'or	O
Oxide de platine	T

Table IV.

Combinaisons de deux substances
Le calorique en forme une troisième
dans quelques unes de ces combinaisons

Gaz ammoniacal	~
Ammoniaque concret	~
Gaz nitroène carboné	~
Gaz nitroène sulfuré	~
Gaz hydrogène carboné	~
Gaz hydrogène sulfuré	~
Gaz hydrogène phosphuré	~
Sulfure de potasse	△
Sulfure de soude	△
Sulfure de barute	△
Sulfure de chaux	△
Sulfure d'alumine	△
Sulfure d'or	○
Sulfure d'argent	○
Sulfure de mercure	○
Sulfure d'étain	○
Sulfure de cuivre	○
Sulfure de plomb	○
Sulfure de fer	○
Sulfure de zinc	○
Sulfure de nickel	○
Sulfure de bismuth	○
Sulfure d'antimoine	○
Sulfure de cobalt	○
Sulfure d'arsenic	○
Sulfure de molybdène	○
Phosphure de plomb	○
Phosphure de fer	○
Alliage de platine et d'or	○
— de platine et d'argent	○
— d'or et d'argent	○

rac
baseacide
baseacide
base

A

sulfure

avec
de base

sulfure







Caractères Chimiques

tels qu'on les trouve dans les écrits de Bergman

- 1 +  — Vitriolique.
- 2 +  — Phlogistique.
- 3 +  — Nitrique.
- 4 +  — Phlogistique.
- 5 +  — Marinique.
- 6 +  — Diphlogistique.
- 7  — Eau régale.
- 8 +  — du Fluor.
- 9  — d'Arenic.
- 10 +  — du Borac.
- 11 +  — du Sucre.
- 12 +  — du Tartre.
- 13 +  — de l'Ouille.
- 14 +  — du Cbrn.
- 15 +  — du Boyard.
- 16 +  — de l'Etendre.
- 17 +  — du Sucre de Lait.
- 18  — Acides distille.
- 19 +  — du Lait.
- 20 +  — des Fourmis.
- 21 +  — de la Craie.
- 22 +  — du Phosphore.
- 23 +  — Poté.
- 24 +  — du Min de Prusse.
- 25  — Arén.

ACIDES

- 26  — Eau Régale Pur.
- 27  — Acide Minéral Pur.
- 28  — Volatil Pur.

ALCAÏS

- 29  — Potente Pure.
- 30  — Calcaire Pure.
- 31  — Magnésienne Pure.
- 32  — Argileuse Pure.
- 33  — Siliceuse Pure.
- 34  — Eau.
- 35  — Air Vital.
- 36  — Phlogistique.
- 37  — Matière de la Chaux.
- 38  — Soufre.
- 39  — Huile de Soufre Saturé.
- 40  — Esprit de Vin.
- 41  — Ether.
- 42  — Huile Essentielle.
- 43  — Huile Grasse.
- 44  — Or.
- 45  — Plomb.
- 46  — Argent.
- 47  — Mercure.
- 48  — Fer.
- 49  — Cuivre.
- 50  — Zinc.
- 51  — Bismuth.
- 52  — Nickel.
- 53  — Arsenic.
- 54  — Cobalt.
- 55  — Lait.
- 56  — Antimoine.
- 57  — Manganèse.
- 58  — Sulfate.
- 59  — Sulfate.

meur :

ville,

partielle.

pr.

autre.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

se.

Le caoutchouc minéral résiste avec encore plus de force que le caoutchouc végétal à l'action des dissolvans. Celui qui réussit le mieux à cet égard est l'huile rectifiée de pétrole, surtout lorsque, par une combustion partielle, elle est réduite à l'état d'une substance visqueuse, de consistance de poix. Un échantillon de caoutchouc minéral, analysé par Klaproth, donna, sur cent parties : gaz hydrogène carboné 622 centimètres cubes ; gaz acide carbonique 65,56 centimètres cubes, huile bitumineuse 73 parties, eau acidulée 1,5, charbon 6,25, chaux 2, silice 1,5, oxide de fer 0,75, sulfate de chaux 0,5, alumine 0,25.

CARACTÈRES (CHIMIQUES). Les caractères chimiques furent imaginés, par les plus anciens chimistes, dans la vue probablement d'éviter de la perte de temps en écrivant les noms de substances dont il était fréquemment mention ; de même que nous nous épargnons les répétitions par l'usage des pronoms. Mais les chimistes modernes semblent avoir considéré ces caractères comme des reliquats de l'obscurité alchimique, et ils en ont presque totalement rejeté l'emploi. Il se publie très-peu de systèmes où l'on se serve des anciens caractères des chimistes. Les caractères de Bergman sont principalement établis d'après les caractères anciens, avec des additions et des perfectionnemens ; mais les caractères de MM. Hassenfratz et Adet sont tout-à-fait systématiques.

CARAMEL. On appelle ainsi l'odeur qu'exhale le sucre, lorsqu'il est chauffé à calcination.

CARBONATES. On appelle ainsi les composés formés par la combinaison de l'acide carbonique avec les bases salifiables. Ils consistent ou dans un atome de l'acide et un atome de la base, ou dans deux atomes de l'acide et un atome de la base. Les composés de la première suite se distinguent par le nom de carbonates, et ceux de la seconde

par la dénomination de bi-carbonates. Voyez ACIDE CARBONIQUE.

Comme le système des équivalens chimiques, ou la théorie atomique de combinaison chimique déduit quelques-unes de ses proportions fondamentales de la constitution des carbonates, leur analyse exige des précautions particulières. J'ai donné, dans le journal *Annals of Philosophy*, octobre 1817, la description d'un nouvel instrument, au moyen duquel on peut remplir cet objet avec la plus minutieuse précision.

La méthode ordinaire d'analyse consiste à introduire un poids connu du carbonate dans une fiole, et d'y ajouter une certaine quantité d'un acide liquide, qui dissoudra la base, et dégagera l'acide carbonique. Quelque soin que je pus apporter en opérant ainsi, je trouvai qu'il pouvait être entraîné à l'état de vapeur, avec le gaz acide carbonique, des quantités variables et indéterminées de l'acide liquide, tandis qu'en général, une portion du gaz acide carbonique était retenue dans le liquide salin. Il s'ensuit, que l'analyse du carbonate de chaux cristallisé, celui de tous ces composés dont la constitution est la plus uniforme, présente les résultats suivans, dont la discordance est importante dans la doctrine des équivalens.

M. Kirwan fait consister le carbonate de chaux, comme ci-contre, en. 45 acide + 55 chaux.

MM. Aiken. . . .	44	+ 56
D. ^r Marcet. . . .	43,9	+ 56,1
D. ^r Wollaston. . .	43,7	+ 56,3
M. Vauquelin. . .	43,5	+ 56,5
M. Thénard. . . .	43,28	+ 56,72
D. ^r Thomson. . .	43,137	+ 56,863

Si nous déduisons l'équivalent pour la chaux de l'analyse du docteur Marcet, dont l'exactitude est si bien connue, on aura :

Chaux. = 35,1 acide carbonique étant 27,5

Et d'après l'analyse du

D.^r Thomson. 36,25 *Idem.* 27,5

J'ai choisi, parmi un grand nombre d'autres, l'expérience qui suit, comme pouvant répandre quelque jour sur la cause de ces variations. Dans un petit vaisseau de verre piriforme, à long col, muni d'un bouchon sphérique creux, tiré en-dessus et en-dessous en un tube presque capillaire, on introduisait un peu d'acide muriatique étendu. Le tout étant alors pesé dans une balance sensible, on ajoutait 100 parties de spath calcaire en fragmens rhomboïdaux, et l'on bouchait aussitôt. Peu de temps après que la dissolution eut été complètement opérée, la diminution de poids indiquant la perte en acide carbonique, fut reconnue être de 42,2 parties. En ôtant le bouchon et en inclinant pendant quelques minutes le vase sur un côté pour permettre au gaz dense de se dégager, la diminution devint 43,3. Enfin, en chauffant à environ 21° centigrades le corps du vaisseau, le bouchon étant maintenu froid, il s'échappa de petites bulles de gaz du liquide, et l'on trouva que la perte de poids était de 43,65, terme auquel elle fut stationnaire. Ce procédé est peu expéditif. L'instrument que j'employai depuis, agit d'une manière prompte, et donne des résultats encore plus exacts. Il consiste dans un tube de la force et du diamètre de ceux dont on fait ordinairement usage pour baromètres, ayant une forte boule en forme d'œuf, de 5 centimètres de long et de 4 centimètres de large, soufflée à l'une de ses extrémités, l'autre restant ouverte et recourbée comme un siphon. La partie droite du tube entre la boule et la courbure avait environ 18 centimètres de long. La capacité de cette partie est d'environ 82 centimètres cubes. Elle est graduée avec soin en centimètres cubes, et en centièmes de parties, par des additions successives de poids égaux de mercure pris d'une mesure de tube thermométrique. Sept onces 66 grains troy (222 grammes) de mercure occupent le volume d'un pouce cube (environ

16,59 centimètres cubes). Ces mesures introduites au nombre de quatre et demie dans la boule, elle la rempliront, ainsi que le commencement de la tige. Le point dans le tube, qui est tangent à la surface du mercure, est marqué avec une lime ou un diamant. Alors 34,25 grains troy (2,22 grammes) quantité égale en volume au centième d'un pouce cube (16,59 centimètres cubes), ajoutée dans le tube thermométrique, y reste à une certaine hauteur qui est aussi marquée. La même mesure de mercure est successivement introduite, et sa hauteur marquée de même jusqu'à ce que le tube soit rempli.

Dans l'instrument ainsi disposé $\frac{1}{100}$ d'un pouce cube cent. c. (0,81) occupent sur la tige environ $\frac{1}{4}$ d'un pouce ^{mm.} (1,78) espace très-facile à distinguer. Le poids de l'acide carbonique équivalant à ce nombre est de $\frac{1}{100}$ de grain ^{milligr.} (environ 0,16). La manière de se servir de cet instrument est très-simple et commode, et les résultats analytiques s'obtiennent ordinairement dans peu de minutes.

Par exemple, cinq grains (environ 3,25 décigrammes) de spath calcaire en trois ou quatre rhombes furent pesés dans une balance de Crighton, qui trébuche à $\frac{1}{100000}$ du poids dont les bassins sont chargés. On les introduisit dans le tube vide en les faisant glisser doucement le long de ce tube dans le sphéroïde; on tient alors avec la main gauche l'instrument dans une position presque horizontale, le sommet du sphéroïde s'appuyant contre la poitrine, avec un petit entonnoir recourbé à sa pointe, ajusté à l'orifice du tube. On y introduit alors du mercure jusqu'à ce qu'il en soit rempli, ce qui, dans la position de l'instrument, a lieu dans quelques secondes. S'il s'était mêlé quelques molécules d'air à travers le mercure, on les expulserait en renversant l'instrument après en avoir fermé l'orifice avec le doigt. En le retournant ensuite et en frappant légèrement sur la boule, les fragmens de spath arrivent jusqu'au sommet. Après avoir alors déplacé

un petite quantité de mercure de l'orifice du tube, on y introduit un volume égal d'acide muriatique étendu; en appuyant fortement l'index sur l'orifice de l'instrument, et en le penchant en avant, l'acide s'élève à travers le mercure. Ce fluide, à mesure qu'il est déplacé par l'acide carbonique séparé du spath, tombe dans un bassin de grès ou de verre, au-dedans duquel l'instrument est placé, posant sur un châssis de bois. La dissolution étant complètement opérée, le volume apparent du gaz est noté; le mercure dans les deux branches du syphon est ramené au niveau, où, l'on observe la différence de hauteur au-dessus du mercure dans le bassin, de même aussi la température du lieu où l'on opère, et l'élévation du baromètre. Les corrections ordinaires étant alors faites, on a le volume exact de l'acide carbonique contenu dans les cinq grains (3,25 décigrammes) de spath calcaire. Dans un très-grand nombre d'expériences que j'ai faites ainsi dans des circonstances différentes de température et de pression atmosphérique, les résultats que j'ai obtenus n'ont pas varié d'un centième de ponce cube (des 16 centièmes d'un centimètre cube) sur la quantité ci-dessus de spath calcaire, ayant eu soin de garantir l'instrument de toute influence des rayons du soleil ou d'un feu.

Comme l'acide muriatique étendu n'exerce absolument aucune action sur le mercure aux températures ordinaires; comme il ne se produit aucune différence sensible dans le volume de l'air en y introduisant sur le mercure un peu de l'acide lui-même; et comme on peut expulser tout atôme d'acide carbonique du muriate de chaux, ou autre dissolution saline, en chauffant doucement cette partie du tube qui la contient, il est évident que le volume total du produit gazeux peut être exactement déterminé. Lorsque j'avais à faire une suite d'expérience dans un court espace de temps, je lavais le mercure avec de l'eau, et le desséchai, avec une éponge d'abord, et ensuite avec de la mousseline chaude. Le tube aussi était lavé et bien égoutté. D'après mes expé-

riences avec l'instrument ci-dessus, 5 grains (3,25 décigrammes) de spath calcaire, fournissaient 4,7 pouces cubes (77 centimètres cubes) d'acide carbonique : la différence entre cette quantité et celle obtenue par le docteur Wollaston, est tellement petite, qu'elle ne mérite pas d'être prise en considération.

Entre autres résultats que j'obtins en faisant usage de cet instrument, je parvins, par son moyen, à déterminer la véritable composition du carbonate sublimé d'ammoniaque, relativement à laquelle des chimistes avaient précédemment fait erreur. J'annonçai, *Annals of Philosophy*, septembre 1817, que ce sel contenait, sur 100 parties, 54,5 d'acide carbonique, 50,5 d'ammoniaque et 15 d'eau; nombres qui, exprimés dans le langage des équivalens, se rapprochent des proportions suivantes :

Acide carbonique. 3 atômes	8,25	55,89
Ammoniaque. . . 2	4,26	28,86
Eau. 2	2,25	15,25
	14,76	100,00

Ce sel volatil ayant la propriété remarquable de passer promptement d'un système de proportions définies à un autre, on ne peut s'attendre à une concordance parfaite entre l'expérience et la théorie. L'autre sel donne pour ses parties constituantes : acide carbonique 54,5 ÷ 22,8; ammoniaque ÷ 22,75 eau = 100. Or, en rapportant ces nombres à l'échelle d'oxygène du docteur Wollaston, on aura :

		Théorie.	Expérience.
2 atômes acide carbonique.	5,50	55,66	54,50
1 ammoniaque.	2,13	21,56	22,80
2 Eau.	2,25	22,78	22,75

Ces approximations dans les rapports des équivalens, dans des composés d'une nature variable, ne paraissent pas avoir été l'objet dans le temps d'aucune remarque. Le docteur

Thomson décrit, dans son *Système de Chimie*, le sous-carbonate solide qui se trouve dans le commerce comme étant indéfini dans la proportion de ses parties constituantes. Dans le numéro 14 du *Journal of Science*, son ami M. Phillips, dont on connaît l'attention qu'il apporte à être minutieusement exact, a publié sur ce sujet un Mémoire intéressant, dans lequel il commence par parler de mes travaux de la manière flatteuse suivante :

« Pendant que je m'occupais dernièrement de quelques recherches, mon attention se dirigea sur la composition des carbonates d'ammoniaque; j'en avais commencé et presque complété l'examen, avant d'avoir remarqué qu'ils avaient été récemment analysés par le docteur Ure, et je considère ses résultats comme étant si approximativement exacts, que j'aurais dû ne pas faire mention des miens, si je n'avais eu lieu de remarquer, relativement aux composés dont il s'agit, quelques circonstances qui avaient jusqu'à présent, je crois, échappé à l'observation ».

La communication de M. Phillips est importante. Elle présente une manière de voir systématique lumineuse, relativement aux carbonates d'ammoniaque et de soude. Dans ses *Annals* pour juillet 1820, le docteur Thomson met cet exposé des carbonates d'ammoniaque au nombre des perfectionnemens qui ont eu lieu en 1819, sans parler en aucune manière de mes expériences sur les sels ammoniacaux, publiées près de trois ans auparavant dans son propre journal.

Les indications de l'instrument analytique dont j'ai donné la description, sont si précises, qu'elles peuvent nous fournir le moyen, à l'aide de l'ancien théorème bien connu de l'évaluation des proportions de deux métaux d'après la pesanteur spécifique d'un alliage, de déduire les proportions des bases d'après le volume de gaz dégagé d'un poids connu d'un carbonate mêlé. Je résolus pour la pratique, en mai 1816, un problème chimique de cette nature, en présence de deux professeurs distingués de l'Université de Dublin. Mais une

application semblable de mon instrument est plus curieuse qu'utile, puisque la plus légère variation dans la quantité de gaz, aussi bien que des mélanges accidentels d'autres substances, peuvent donner lieu à des erreurs considérables. Avec cet instrument cependant, on détermine, avec une suffisante précision pratique, la nature et la valeur d'une pierre calcaire. On peut examiner de même avec cet instrument les marnes et pierres calcaires ordinaires, en en soumettant un certain nombre de parties dans un tube-siphon gradué à l'action d'un peu d'acide muriatique sur le mercure. *Du volume du gaz dégagé, exprimé en centimètres et millimètres cubes, déduisez $\frac{1}{16}$; le reste sera la proportion de pierre calcaire réellement présente dans la quantité employée.*

CARBONATE DE BARYTE. Voyez WITHERITE.

CARBONATE DE CHAUX. Voyez SPATH CALCAIRE.

CARBONATE DE CHAUX en *stalactite* (*calc. sinter*). Ce carbonate se présente en baguettes ou tubes coniques pendans, mamelonné, en masse, et sous un grand nombre de formes imitatives. Sa cassure est lamelleuse ou en fibres divergentes; son éclat est soyeux ou nacré. Ses couleurs sont le blanc de nuances diverses, le jaune, le brun, rarement le vert, passant au bleu ou au rouge. Il est translucide, demi-dur, très-cassant. Il se trouve de grosses stalactites dans la grotte d'Antiparos, dans la caverne du Chasseur, dans le Hartz, dans la caverne d'Auxelles en France, dans la caverne de Castleton dans le comté de Derby, et celle de Macalister dans l'île de Sky. Ces stalactites sont continuellement formées par l'infiltration à travers les crevasses des rocs et cavernes de l'eau de chaux carbonatée. On a donné le nom d'albâtre oriental à des masses solides de stalactites. On a appelé stalagmites les masses irrégulières déposées sur le sol du fond des cavernes.

CARBONE. Lorsque de la matière végétale, surtout la plus solide, telle que le bois, est soumise à l'action de la chaleur en vaisseaux clos, les parties volatiles s'en dégagent en laissant pour résidu une substance poreuse noire, qui est du charbon. Si l'on fait éprouver à ce résidu la combustion en contact avec l'oxygène ou avec l'air atmosphérique, il se combinera en presque totalité avec l'oxygène, et cette combinaison se dissipera sous la forme de gaz, laissant environ $\frac{1}{100}$ consistant principalement en substances salines et métalliques. La partie pure inflammable du charbon est ce qu'on appelle ordinairement *carbone*; et si le gaz produit pendant la combustion est reçu dans des vaisseaux convenables, on trouvera que le carbone a été converti par l'oxygène en un acide nommé *acide carbonique*. (Voyez ACIDE CARBONIQUE.)

De la circonstance observée par Newton, que les substances inflammables réfractent la lumière dans un rapport plus grand que celui de leurs densités, ce physicien illustre inféra que le diamant était inflammable. La quantité de la partie inflammable du charbon nécessaire pour former cent parties d'acide carbonique fut calculée, par Lavoisier, devoir être de vingt-huit parties. D'après une expérience faite avec soin par Tennant, il fallut 27,6 parties de diamant et 72,4 d'oxygène pour former cent parties d'acide carbonique; et il en conclut l'identité du diamant et de la partie inflammable du charbon.

Il avait été fréquemment consumé des diamans à l'air libre, au moyen de fortes lentilles; mais Lavoisier fut le premier qui en opéra la combustion dans le gaz oxygène, et qui découvrit que le seul résultat de cette combustion était de l'acide carbonique. Sir Georges Maekenzie fit voir qu'une chaleur rouge, inférieure à celle capable de fondre l'argent, suffit pour brûler des diamans. Leur volume s'agrandit un peu d'abord, et alors ils se dissipent en produisant une flamme faible. Guyton-Morveau observa le premier qu'en plongeant des diamans dans du nitre en fusion, il y avait formation d'acide carbonique.

D'après un grand nombre d'expériences entreprises par M. Biot, sur les pouvoirs réfringens de diverses substances, il fut porté à se former une opinion différente. Suivant lui, si les élémens dont une substance est composée sont connus, les proportions de ces élémens peuvent être calculées avec la plus grande exactitude, d'après leurs pouvoirs réfringens. Il trouva ainsi, que le diamant ne doit pas consister entièrement dans le carbone pur, mais qu'il exige au-moins les 0,25 d'hydrogène, dont le pouvoir réfringent est plus grand que celui de toute autre substance, pour rendre sa faculté de réfracter la lumière commensurable avec sa densité.

En 1809, MM. Allen et Pepys s'occupèrent de recherches faites avec soin sur la combustion dans l'oxygène de carbone provenant de différentes sources, au moyen d'un appareil élégant de leur invention. Il consistait dans un tube de platine traversant un fourneau et contenant un poids connu de la matière charbonneuse soumise à l'expérience. A chacune des extrémités de ce tube était adapté un gazomètre à mercure, dont l'un était rempli de gaz oxygène et l'autre vide. Le même poids de diamant, de carbone et de plombagine fournit à-peu-près le même volume d'acide carbonique. Sir H. Davy fit voir le premier que le diamant pouvait entretenir sa propre combustion dans l'oxygène, sans qu'il fût besoin de continuer l'application de chaleur étrangère à ce corps, et il écarta ainsi l'une de ses anomalies apparentes, comparativement au charbon. Ce phénomène peut être aisément rendu sensible par le moyen qu'employa sir H. Davy. Si l'on fixe dans une capsule percée le diamant à l'extrémité d'un jet de vapeur d'hydrogène, de manière à le diriger sur lui, il est facile, en enflammant ce jet, de porter le diamant à l'état d'ignition, et dans cet état, il est introduit dans un globe ou flacon contenant de l'oxygène. Le courant de gaz hydrogène étant alors cessé, le diamant entre en combustion dans l'oxygène, et il continuera d'y brûler jusqu'à ce qu'il soit entièrement consumé. La perte

de poids et la production correspondante d'acide carbonique se reconnaissent ainsi de la manière la plus évidente et la plus certaine. Sir H. Davy trouva que les diamans donnaient un volume d'acide carbonique pur, égal à l'oxygène consommé; le charbon et la plombagine fournirent une petite portion d'hydrogène, (*Voyez DIAMANT.*)

Le charbon bien brûlé est conducteur de l'électricité, quoique le bois, dépouillé simplement de son humidité en le chauffant au four, soit non conducteur de ce fluid; mais, le charbon est un très-mauvais conducteur du calorique, propriété dont on tire parti dans un grand nombre de cas, comme celui où l'on revêt les creusets de cette substance.

Le charbon est insoluble dans l'eau, de là l'avantage de charbonner la surface du bois qui doit être exposé à l'action de ce liquide, afin de l'en garantir, circonstance qui ne fut pas inconnue des Anciens. On a proposé cette préparation pour le bois de charpente, comme moyen efficace de le préserver de ce qu'on appelle communément la pourriture sèche. Cependant le charbon a de l'attraction pour une certaine portion d'eau, qu'il retient avec beaucoup de force. Le charbon chauffé au rouge, ou à-peu-près à ce point, décompose l'eau en formant avec son oxygène de l'acide carbonique, ou de l'oxide de carbone, suivant la quantité de charbon présente; et avec l'hydrogène, un carbure gazeux, appelé hydrogène carboné, ou air inflammable pesant.

Le charbon est infusible à tout degré quelconque de chaleur. Exposé à une température très-élevée, en vaisseaux clos, il ne perd que peu ou rien du son poids; mais il se resserre, devient plus compacte, et acquiert une couleur noire plus foncée.

Le charbon récemment préparé a la propriété remarquable d'absorber différens gaz et de les condenser dans ses pores sans que leurs propriétés ou les siennes propres en éprouvent la moindre altération.

M. Théodore de Saussure a établi, ainsi qu'il suit, la proportion de cette absorption à l'égard de différens gaz, par du charbon de buis, espèce de charbon dans lequel cette faculté est le plus énergique:

	Volumes.
Gaz ammoniac.	90
Gaz acide muriatique.	85
Gaz acide sulfureux.	65
Hydrogène sulfuré.	55
Deutoxide d'azote.	40
Acide carbonique.	35
Gaz oléifiant.	35
Oxide de carbone.	9,42
Oxigène.	9,25
Azote.	7,50
Gaz léger provenant de charbon humide.	5,»
Hydrogène.	1,75

Le charbon très-léger, comme celui provenant du liège, absorbe à-peine de l'air, tandis que la houille de Rastiberg, d'une pesanteur spécifique de 1,326, en absorbe dix fois et demie son volume. L'absorption avait toujours complètement lieu dans l'espace de 24 heures. Cette faculté remarquable, qui est commune à tous les corps poreux, ressemble à l'action de tubes capillaires sur des liquides. Lorsqu'un morceau de charbon chargé d'un gaz est transporté dans un autre, il absorbe de celui-ci, et abandonne une portion du premier gaz condensé. Dans les expériences de MM. Allen et Pepys, il fut reconnu que le charbon imbibé de l'atmosphère, dans un jour, environ le huitième de son poids d'eau. Pour la considération générale d'absorption, voyez GAZ.

Lorsque de l'oxigène a été condensé par du charbon, on observe qu'il s'est formé, au bout de plusieurs mois, de l'acide carbonique. Mais la propriété la plus remarquable que manifestent les charbons imprégnés de gaz, est celle

du cas où du charbon chargé de gaz hydrogène sulfuré est exposé à l'air ou au gaz oxygène. L'hydrogène sulfuré est promptement détruit, et il en résulte de l'eau et du soufre avec dégagement considérable de chaleur. L'hydrogène seul ne produit pas de semblables effets. Lorsque sir H. Davy exposa du charbon à une chaleur intense dans le *vide*, et dans l'azote condensé, à l'aide de la magnifique batterie voltaïque de M. Children, ce charbon fut lentement volatilisé, et il abandonna un peu d'hydrogène. La partie restante était toujours plus dure qu'avant l'expérience, et, dans un cas, d'une assez grande dureté pour rayer le verre, et l'éclat du charbon était augmenté. Cette belle expérience peut être considérée comme se rapprochant de la production de diamant.

Le charbon a une puissante affinité pour l'oxygène; c'est par cette raison qu'on en fait usage pour désoxyder les oxides métalliques et rétablir leur base à son état métallique primitif, ou revivifier le métal. C'est aussi en vertu de cette affinité, que le charbon décompose plusieurs des acides, tels que les acides phosphorique et sulfurique, auxquels il enlève leur oxygène, en en séparant le phosphore et le soufre.

Le carbone peut se combiner avec le soufre et avec l'hydrogène. Sa combinaison avec le fer forme l'acier; et, ainsi que l'a observé le docteur Priestley, son union avec le cuivre produit un carbure de ce métal.

Une propriété singulière et importante du charbon est celle qu'il a de détruire l'odeur, la couleur et le goût de diverses substances. C'est principalement à M. Lowitz de Pétersbourg, que sont dues les premières expériences exactes à ce sujet, quoique l'usage du charbon eût été recommandé long-temps auparavant pour corriger la puanteur des ulcères de mauvais caractères, et comme antiseptique. Sous ce rapport, c'est le meilleur dentifrice. De l'eau, qui par un long séjour dans des tonneaux de bois est devenue putride, est rendue douce au

goût en la filtrant à travers de la poussière de charbon, ou en l'agitant avec de cette poussière, surtout si l'on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique. En faisant bouillir du vinaigre ordinaire avec du charbon en poudre, il devient d'une limpidité parfaite. On décolore de la même manière des dissolutions salines ayant des teintes de jaune ou de brun, et l'on parvient ainsi à en obtenir des cristaux parfaitement blancs. Le carbonate d'ammoniaque impur retiré des os, est dépouillé, et de sa couleur, et de son odeur fétide, en le sublimant avec un poids égal au sien de poussière de charbon. L'esprit de malt perd son goût désagréable par sa distillation avec du charbon. Il est nécessaire que le charbon soit bien brûlé, qu'il ait été chauffé au rouge avant d'en faire usage, qu'alors il soit employé le plus tôt possible, ou au moins, garanti avec soin du contact de l'air. Les proportions convenables de son emploi devraient aussi être déterminées par expérience en petit. On peut se servir plusieurs fois du charbon, et l'employer de nouveau, après l'avoir exposé pendant quelque temps à une chaleur rouge.

On fait usage du charbon dans des circonstances particulières, à raison de ce qu'il donne une forte et constante chaleur sans fumée. On l'emploie pour convertir le fer en acier par cémentation. Il entre dans la composition de la poudre à canon. Dans ses états de plus grande pureté, comme dans le noir d'ivoire, le noir de fumée, etc., il forme la base des couleurs noires, l'encre de la Chine, des imprimeurs.

Le carbone le plus pur pour les opérations de chimie, s'obtient en calcinant fortement du noir de fumée dans un creuset couvert. Il fournit comme le diamant, par sa combustion dans l'oxygène, de l'acide carbonique sans mélange.

Le carbone s'unit avec tous les combustibles simples ordinaires, et avec l'azote, formant une suite de composés des plus importants. Avec le soufre, il donne naissance à un liquide limpide remarquable, appelé carbure de soufre, ou

sulfure de carbone. Avec le phosphore, il produit une espèce de composé dont les propriétés n'ont été qu'imparfaitement déterminées. Il s'unit avec l'hydrogène en deux proportions définies, constituant les gaz hydrogène sous-carboné et carboné. Avec l'azote, il forme le gaz prussique, le cyano-gène de M. Gay-Lussac. L'acier et la plombagine sont deux composés différens de carbone avec le fer. Dans le crayon noir, on trouve ce combustible intimement associé avec la silice et l'alumine; le nombre proportionnel ou équivalent pour le carbone est 0,75, l'oxygène étant = 1.

CARBONE MINÉRAL. Sa couleur est le noir grisâtre. C'est du charbon, avec des proportions différentes de terre et de fer, sans présence de bitume. Il a un éclat soyeux, et la texture fibreuse du bois. On le trouve en petites quantités stratifié avec de la houille brune et de la houille schisteuse.

CARBONE (Oxide de). C'est par cette dénomination que l'on distingue le composé gazeux formé d'un atôme de carbone et d'un atôme d'oxygène, et consistant en poids dans 0,75 carbone et 1,00 oxygène. D'où il suit, que le poids de l'atôme du composé est 1,75, le même que celui de l'atôme d'azote. Le chimiste ne peut produire ce gaz par la combinaison directe de ses parties constituantes; car, à la température qui serait nécessaire pour opérer l'union de ces parties, le carbone attire toute la quantité d'oxygène avec laquelle il est susceptible de se combiner, et il en résulte ainsi de l'acide carbonique. Mais on peut se procurer l'oxide de carbone en exposant du charbon à une chaleur long-temps continuée : le dernier produit consiste principalement dans ce composé.

Cependant pour obtenir pur le gaz oxide de carbone, le seul moyen est d'enlever une proportion d'oxygène à l'acide carbonique, soit à l'état gazeux, ou condensé dans les carbonates. Ainsi, en introduisant du charbon bien calciné dans

un tube traversant un fourneau, comme on le voit planche I, fig. 2, et en faisant lentement passer et circuler sur le charbon, lorsqu'il est chauffé au rouge, et au moyen de deux gazomètres à mercure, ou vessies attachées au tube, un courant d'acide carbonique, cet acide est converti en un oxide ayant plus de volume que lui. Chaque atôme de carbone devient alors uni à un atôme seulement d'oxygène au-lieu de deux, ainsi que cela avait lieu auparavant. Le carbone agissant ici par sa masse supérieure, a le pouvoir d'opérer la saturation complète de l'oxygène.

Si l'on soumet à l'action d'une forte chaleur, dans un canon de fusil ou dans une corne de fer, un mélange d'un carbonate terreux quelconque desséché, comme de la craie ou du carbonate de strontiane, et de limaille métallique ou du charbon, l'acide combiné se résout comme ci-dessus en gaz oxide de carbone. Le mélange le plus convenable est celui de parties égales de craie sèche et de limaille de fer ou du zinc. En faisant traverser par un certain nombre d'étincelles électriques successives un volume d'acide carbonique sur du mercure, il se produit, suivant sir H. Davy, deux volumes d'oxide de carbone et un volume d'oxygène.

La pesanteur spécifique du gaz oxide de carbone a été établie par MM. Gay-Lussac et Thénard, d'après des considérations théoriques, à 0,96782, quoique M. Cruickshank ne l'ait estimée, d'après l'expérience, qu'à 0,9569. Comme ce gaz est produit lorsqu'on enlève à un volume d'acide carbonique, un demi-volume d'oxygène, le volume du gaz acide carbonique restant le même, on a la pesanteur spécifique du gaz oxide de carbone en retranchant de celle de l'acide carbonique la moitié de la pesanteur spécifique de l'oxygène; d'où l'on a $1,5277 - 0,5555 = 0,9722$, ce qui diffère très-peu de celle ci-dessus, résultant des pesanteurs spécifiques des deux gaz acide carbonique et oxygène, établies par MM. Gay-Lussac et Thénard à 1,51961, et 1,10559. Il s'ensuit, qu'un décimètre cube de gaz oxide de carbone,

à la pression moyenne de l'atmosphère, pèse 1,172 (*).

Le gaz oxide de carbone brûle avec une flamme d'un bleu foncé. Sir H. Davy a fait voir, que si le gaz oxide de carbone brûle, dans sa combustion, moins de chaleur que les autres gaz inflammables, il peut être allumé à une température beaucoup plus basse. Il s'enflamme dans l'atmosphère lorsqu'il est mis en contact avec un fil-de-fer chauffé au rouge obscur, tandis qu'un fil de ce même métal n'enflamme l'hydrogène carboné que lorsqu'il est chauffé au blanc, au point de brûler avec étincelles. Le gaz oxide de carbone exige, pour sa combustion, la moitié de son volume de gaz oxygène, ce qui produit un volume d'acide carbonique. Il n'est décomposé par aucun des combustibles simples, le potassium et le sodium exceptés. Lorsqu'on chauffe du potassium dans une portion de ce gaz, il y a formation de potasse, précipitation de charbon et dégagement de chaleur et de lumière. Peut-être que le fer, à une haute température, condenserait l'oxygène et le carbone, à raison de sa forte affinité pour ces substances. L'eau condense $\frac{1}{3}$ de son volume de gaz oxide de carbone. Les procédés ci-dessus indiqués sont ceux ordinairement prescrits dans nos ouvrages systématiques pour se procurer ce gaz. Dans quelques-uns d'eux, on se débarrasse d'une portion d'acide carbonique, qui peut être séparée en lavant le produit gazeux avec une dissolution faible de potasse ou du lait de chaux. On évite la chance, alors possible, d'impureté, en obtenant le gaz par son dégagement d'un mélange de

(*) D'après les déterminations les plus récentes, par MM. Berzelius et Dulong, des pesanteurs spécifiques des fluides élastiques, celle de l'air étant prise pour l'unité, la pesanteur spécifique de l'acide carbonique est de 1,5240, et celle de l'oxygène, 1,1026, d'où $1,5240 \div 1,1026 = 1,3772$, pesanteur spécifique du gaz oxide de carbone. Le poids d'un décimètre cube de ce gaz, à 0° et sous la pression de 0,76, est, suivant eux, de 1,2676.
(Note de l'éditeur.)

carbonate de baryte sec et de limaille de fer, ou d'oxide de zinc et de charbon préalablement calciné. Le produit gazeux du premier de ces mélanges est l'oxide pur de carbone. Il reste dans la cornue de l'oxide de fer et de la baryte pure. L'oxide de carbone, lorsqu'on le respire, produit des effets funestes. Sir H. Davy ayant pris trois inspirations de ce gaz mêlé d'environ un quart d'air ordinaire, les effets qu'il en éprouva furent la perte momentanée du sentiment, le vertige, le malaise, des douleurs aiguës dans différentes parties du corps, et une débilité extrême. Il se passa plusieurs jours avant qu'il fût entièrement rétabli de ces accidens. Depuis, M. Witter de Dublin tomba dans un état apoplectique en respirant de ce gaz; mais il fut promptement rétabli en respirant du gaz oxigène. Il a été publié un exposé intéressant de cette expérience, par M. Witter, dans le journal *Philosophycal Magazine*, vol. XLIII.

Lorsqu'on expose à la lumière du soleil un mélange de gaz oxide de carbone et de chlore, il se produit un composé curieux, dont la découverte est due au docteur John Davy, qui lui donna le nom de *gaz phosgène*. Je décrirai ses propriétés en traitant du chlore. On a appelé ce gaz acide chloro-carbonique, quoique la dénomination d'acide chloro-carboneux semble devoir être plus appropriée.

CARBUNKEL. C'est le mot auquel on a généralement substitué celui d'*escarboucle*, par lequel les Anciens désignèrent une pierre gemme qu'ils considéraient comme très-précieuse. Cette gemme, probablement l'*almandine*, est une variété du grenat noble.

CARBURE DE SOUFRE. Ce composé a été aussi appelé sulfure de carbone et alcool de soufre.

Ce liquide important fut originairement obtenu par Lampadius, en distillant dans une cornue de terre un mélange de pyrites et de charbon, et il le considéra comme un composé particu-

lier de soufre et d'hydrogène. Mais MM. Clément et Desormes, avec la précision et l'habileté qui distinguent leurs recherches, reconnurent les premiers la véritable constitution de ce composé, qu'ils trouvèrent être du soufre carboné, et ils imaginèrent un procédé d'une grande simplicité, propre tout-à-la-fois à en opérer la production et à en prouver la nature. Ce procédé consiste à introduire du charbon fortement calciné dans un tube de porcelaine, traversant un fourneau sous un léger angle d'inclinaison. A l'extrémité plus élevée du tube est lutée une cornue de verre contenant du soufre, et à l'extrémité plus abaissée s'adaptait une allonge, entrant dans un flacon à deux tubulures, à moitié rempli d'eau, et entouré d'eau très-froide ou de glace. De l'autre tubulure du flacon part un tube recourbé qui aboutit à la cuve pneumatique. Lorsque le tube de porcelaine est chauffé au rouge, on applique la chaleur au soufre, qui, se sublimant dans ce tube, se combine avec le charbon, et forme ainsi le carbure liquide. La démonstration concluante d'une semblable expérience, fut cependant mise en question par Berthollet fils et M. Cluzel. Mais MM. Berthollet père, Thénard et Vanquelin, nommés rapporteurs sur le Mémoire de M. Cluzel, ayant fait sur le sujet des expériences qui leur étaient particulières, conclurent que le liquide qui faisait l'objet de la question était un composé de soufre et de charbon seulement.

Enfin, il fut publié, par M. Berzelius et le docteur Marcet, un excellent Mémoire sur le carbure de soufre; et dans ce Mémoire, en confirmant les résultats de MM. Clément et Desormes, ils firent connaître également plusieurs faits importants.

Si l'on distille, dans une cornue de grès munie d'un récipient tubulé environné de glace, un mélange de dix parties de charbon bien calciné réduit en poudre, et de cinquante parties de pyrites natives (bisulfure de fer), on pourra obtenir au-delà d'une partie de sulfure de carbone. En employant le procédé élégant de MM. Clément et Desormes, il faut

avoir soin que le charbon soit parfaitement calciné, autrement il ne se produira pas de carbure. Dans leurs premières expériences, ces chimistes adaptaient à l'extrémité plus élevée du tube de porcelaine, un tube de verre contenant du soufre en petits morceaux, qu'on pousait successivement en avant au moyen d'un fil-de-fer passant à travers un bouchon de liège formant l'autre extrémité de ce tube de verre, de manière à empêcher toute communication avec l'air extérieur.

Outre le carbure liquide, il se forme de l'hydrogène carboné et de l'hydrogène sulfuré, ainsi qu'une matière solide d'un brun rougeâtre et très-combustible, qui semble être du soufre légèrement carboné. Cette substance reste presque en entier dans l'allonge. Le carbure liquide occupe le fond du flacon-réceptacle, et il peut être séparé de l'eau qui le surnage en versant le tout dans un entonnoir à long bec que l'on bouche avec le doigt; et lorsque la séparation du liquide en deux couches distinctes s'est complètement opérée, on débouche le bec de l'entonnoir, en laissant écouler le liquide brun plus dense. Le carbure ainsi obtenu est toujours jaunâtre, contenant un petit excès de soufre, qu'on peut en séparer en le distillant au bain-marie dans une cornue de verre, à une température d'environ 40 degrés centigrades. Il est alors transparent et incolore, d'une odeur pénétrante et fétide, et sa saveur est âcre et brûlante. Sa pesanteur spécifique varie de 1,263 à 1,272. Le carbure de soufre bout, suivant le docteur Marcet, à une température au-dessous de celle de 43° centigrades, et de 45°, selon M. Thénard; et la tension de sa vapeur à 22°,4 centigrades, équivaut au poids d'une colonne de mercure de 318 millimètres. À la température d'environ 12° centigrades, la tension de sa vapeur équivaut, suivant M. Berzelius et le docteur Marcet, à une colonne de mercure de 188 millimètres, ou à-peu-près au quart de la pression moyenne de l'atmosphère; d'où il suit, que le carbure liquide ajoute un tiers au

volume de toute portion quelconque d'air avec laquelle il peut être mêlé. Si, après avoir enveloppé de coton ou de filasse la boule d'un thermomètre à esprit-de-vin, on le plonge dans du sulfure de carbone, et qu'alors on suspende le thermomètre à l'air, il descend de 15,15 centigrades à -52° ; si on le place alors dans le récipient de la machine pneumatique, et qu'on y fasse modérément le vide, le thermomètre descendra rapidement de 15,5 centigrades à -63° cent. Si l'on opère de la même manière avec un thermomètre à mercure, on peut faire geler aisément ce liquide, même en été. Plus l'air est sec dans le récipient, et plus facilement le froid est produit; il s'ensuit, que la présence d'acide sulfurique peut être de quelque avantage, en privant de la vapeur l'air dans le récipient.

Le carbure de soufre peut être refroidi jusqu'à plus de 60 degrés centigrades au-dessous de zéro, sans qu'il se congèle, ce qui est une preuve concluante que la combinaison change complètement la constitution de corps, puisque deux substances ordinairement solides forment un liquide qui ne peut se solidifier. Si l'on approche un corps allumé de la surface de ce carbure, il prend feu et brûle avec une flamme bleue sulfureuse. Il y a émission de gaz acide carbonique et sulfureux, et il se dépose un peu de soufre. Une chaleur d'environ 370° centigrades enflamme la vapeur du carbure. L'oxygène dilaté par elle sur le mercure fait explosion par l'étincelle électrique avec une détonation violente: mon eudiomètre est particulièrement disposé pour présenter cette expérience. Après avoir introduit une portion d'oxygène dans la branche scellée, on verse quelques gouttes du carbure sur la surface du mercure dans la branche ouverte, et en fermant l'orifice de celle-ci avec le doigt, on transporte le liquide à l'autre, en inclinant momentanément le syphon. L'expansion de volume peut être alors mesurée avec la plus grande exactitude, en amenant le mercure au niveau dans chaque branche. L'explosion qui s'ensuit n'occasionne

aucun danger ; on en entend à-peine le bruit. Le résultat est une véritable analyse, si l'on a mêlé l'oxygène saturé de la vapeur à la température et la pression ordinaires, avec environ un volume égal d'oxygène pur ; autrement l'oxygénation du soufre ne serait pas totale. On obtient alors des acides sulfureux et carbonique avec l'excès d'oxygène.

Le carbure de soufre dissout le camphre ; il ne s'unit pas avec l'eau, mais très-facilement avec l'alcool et l'éther. Avec le chlorure d'azote, ce carbure forme un composé qui ne détone pas. La dissolution de potasse, les eaux de baryte et de chaux le décomposent lentement, avec dégagement d'acide carbonique. Il se combine avec l'ammoniaque et la chaux, formant ainsi des carbo-sulfures. Le carbure de soufre saturé de gaz ammoniac produit une substance jaune pulvérulente, qui se sublime sans altération en vaisseaux clos, mais qui est tellement déliquescente, qu'on ne peut la faire passer d'un vaisseau dans un autre sans qu'elle absorbe de l'humidité. En chaulant la substance dans cet état, il se forme des cristaux d'hydro-sulfate d'ammoniaque. Le composé avec la chaux se produit en chauffant de la chaux vive dans un tube, et en la faisant traverser par de la vapeur du carbure. La chaux devient incandescente au moment de la combinaison.

Lorsqu'on a laissé pendant quelques semaines le carbure de soufre en contact avec de l'eau régale, il est converti en une substance ayant à un grand degré l'apparence et les propriétés physiques du camphre, se dissolvant comme lui dans l'alcool et dans les huiles, et étant insoluble dans l'eau. Cette substance est, suivant M. Berzelius, un acide triple, composé de deux atômes d'acide muriatique, un atôme d'acide sulfureux, et un atôme d'acide carbonique. Il l'appelle acide carbonique muriatico-sulfureux.

Lorsqu'on chauffe du potassium dans la vapeur du carbure de soufre, il brûle avec une flamme rougeâtre, et sa surface se recouvre d'une pellicule noire. Par admission

d'eau, on obtient une dissolution verdâtre de sulfure de potasse contenant un mélange de charbon. On démontre que le carbure de soufre ne contient pas d'hydrogène, en faisant traverser par sa vapeur du muriate d'argent à l'état d'ignition, ce qui n'occasionne aucune réduction du métal.

Lorsqu'on ajoute à des dissolutions métalliques le composé de potasse d'eau et de carbure de soufre, il se produit des précipités d'une espèce particulière, appelés carbosulfures. On a formé la table qui suit des couleurs de ces précipités.

Muriate de cérium.	Blanc, ou blanc jaunâtre.
Sulfate de manganèse. . . .	Gris verdâtre.
Sulfate de zinc.	Blanc.
Permuriate de fer.	Rouge foncé.
Sous-muriate d'antimoine. .	Orangé.
Muriate d'étain.	Orangé pâle, puis brun.
Nitrate de cobalt.	Vert olive foncé, à la fin, noir.
Nitrate de plomb.	Bel écarlate.
Nitrate de cuivre.	Brun foncé.
Proto-muriate de mercure. .	Noir.
Permuriate de mercure. . .	Orangé.
Muriate d'argent.	Brun rougeâtre.

M. le docteur Brewstër trouva que le pouvoir réfringent du carbure de soufre était supérieur à celui de tous les corps liquides, et même à celui des solides, flint-glass, topaze et tourmaline. Sa faculté de dispersion excède celle de toute substance liquide, à l'exception de l'huile de cassia, et elle est intermédiaire entre celles du phosphore et du baume de tolu.

La meilleure méthode d'analyse du carbure de soufre, consiste à faire passer sa vapeur sur du peroxide de fer rouge de feu, quoique MM. Berthollet, Vauquelin et Thénard aient ingénieusement effectué cette analyse, en faisant passer la vapeur à travers un tube de cuivre rougi au feu,

ou un de porcelaine également rouge, contenant des tournures de cuivre; mais la première méthode, telle que l'employa M. Berzelius, et la seconde, concourent l'une et l'autre à prouver que le carbure de soufre consiste dans

1 atôme carbone. . .	0,75	15,79
2 atômes soufre. . .	4,00	84,21
	4,75	100,00

Les nombres de M. Vauquelin résultant de l'expérience, sont de 15 à 16 carbone, et de 85 à 84 soufre; et ceux de M. Berzelius et du docteur Marcet, sont 15,17 carbone, et 84,83 soufre sur 100 parties.

Relativement au froid produit par l'évaporation du carbure de soufre, M. le docteur Thomson en a présenté, dans le 3.^e volume de son journal *Annals of Philosophy*, l'exposé suivant, extrait d'une lettre qu'il reçut de M. J. Murray, professeur de physique. « Un verre d'eau est resté sur la table depuis hier soir, et quoique sa température fût de quelques degrés au-dessous de zéro, elle n'indiquait aucune disposition à se congeler. Quelques gouttes de sulfure de carbone furent mises à la surface; à l'instant les globules se serrèrent en une coquille d'aiguilles glacées de forme réticulaire. Lorsqu'ils furent en contact avec l'eau, des branches en barbe de plumes furent dardées du sulfure comme d'un centre, jusqu'au fond du vaisseau, et le tout devint solidifié. Dans l'intervalle de temps, le sulfure de carbone est volatilisé, et les aiguilles offrent les couleurs du spectre solaire présentées dans un bel ordre.

• **CARMIN.** C'est le nom qu'on a donné à une belle couleur rouge, retirée de la cochenille. (*Voyez LAQUE*).

CARTHAME, ou SAFRAN BATARD. Dans quelques fleurs de cette plante de couleur rougeâtre foncé, jaune ou orangé, la matière jaune semble être de la même espèce que

celle des fleurs colorées en jaune pur ; mais la matière rouge paraît être différente de celle retirée des feuilles d'un rouge pur. Par le lavage à grande eau, ce liquide ne se charge que de la matière jaune, et laisse la matière rouge, qui peut être extraite ensuite par l'alcool, ou au moyen d'une dissolution alcaline faible. Ces feuilles du carthame, après que la matière jaune en a été extraite, donnent, dit-on, à la lessive alcaline une teinture qui, après un certain temps de repos, laisse déposer une fécule d'un rouge foncé, appelée *safranum*, et aussi rouge d'*Espagne* et *laque de la Chine*, suivant qu'elle nous est apportée de ces pays. Cette couleur donne à l'alcool une teinte d'un beau rouge, mais elle ne colore pas l'eau. C'est avec le carthame que se prépare le rouge végétal. A cet effet, on extrait la matière colorante rouge au moyen d'une dissolution de sous-carbonate de soude, et on la précipite par du jus de citron, préalablement dépuré par le repos. On fait dessécher ce précipité sur des assiettes ; et, après l'avoir mêlé avec du talc, on broie exactement le mélange, et on le triture jusqu'à ce que le précipité et le talc aient été réduits l'un et l'autre en une poudre très-fine, qu'on passe alors au tamis de soie. La finesse de cette poudre et la proportion du précipité dans le mélange constituent la différence qui distingue le rouge plus beau et plus cher. On étend aussi la matière colorante rouge en couches très-minces sur des soucoupes, et on la vend dans cet état pour la teinture.

On fait usage du carthame pour teindre la soie en ponceau, nacarat, cerise, couleur de rose, et couleur de chair. On met le carthame, dont on a extrait la matière colorante jaune ainsi qu'il a été indiqué, dans une cuve ou barque de bois de sapin, et on l'y saupoudre à diverses reprises avec de la perlasse, ou, mieux encore, avec de la soude. L'un ou l'autre de ces alcalis bien pulvérisé et tamisé, dans la proportion de 3 kilogrammes pour 50 kilogrammes de carthame, on mêle bien le tout à mesure que l'on met l'alcali. Cet

aleali devrait être à l'état de carbonate saturé d'acide carbonique. Après cette opération, on met le earthame dans une petite barque, sur une grille de bois, après en avoir garni l'intérieur d'une toile serrée. On place cette barque sur une barque plus grande, et l'on jette de l'eau froide dessus jusqu'à ce que la barque inférieure soit pleine. On transporte ensuite le earthame sur une autre barque; on y passe de nouvelle eau; et l'on renouvelle ces opérations en ajoutant vers la fin un peu d'aleali, jusqu'à ce que le cartbaine soit épuisé, et qu'il soit devenu jaune. On met alors dans le bain du jus de citron, jusqu'à ce qu'il soit tourné à une belle couleur de cerise; et, après l'avoir bien remué, on y plonge la soie. On la tord, on l'écoule, et elle est passée sur de nouveaux bains, en la lavant et la faisant sécher entre chaque opération, jusqu'à ce qu'elle soit parvenue au degré de couleur convenable. Alors on lui donne un avivage dans un bain d'eau chaude, auquel on a ajouté du sue de citron. Lorsqu'on veut teindre la soie en ponceau, ou couleur de feu, on lui donne d'abord un léger pied de rocou; mais la soie ne doit point être alunée. Pour une couleur de chair extrêmement tendre, il faut mettre dans le bain un peu de savon. Tous ces bains s'emploient aussitôt qu'ils sont faits, et toujours à froid, parce que la chaleur détruit la couleur de la fécule rouge.

CARTILAGE. On appelle ainsi une substance animale solide, élastique, demi-transparente, que laissent les os lorsqu'ils ont été dépouillés des sels calcaires en les faisant macérer dans de l'acide muriatique étendu. Cette substance, qui consiste dans un tiers du poids des os ainsi traités, en conserve la forme; elle ressemble à de l'alumine coagulée. L'acide nitrique la convertit en gélatine. Elle forme avec les alcalis un savon animal. Le cartilage est la pâte la première formée dans le jeune animal par le dépôt des sels calcaires. Dans le rachitis, la matière terreuse étant séparée des

os par absorption morbide, ils reprennent à-peu-près l'état de cartilage flexible : c'est de là que résultent les distorsions qui sont le caractère de cette maladie.

CASSAVE. C'est le nom donné à une plante originaire d'Amérique, *jatropha manihot*, qui contient l'amidon nourrissant dont on fait le pain de cassave, et présente la circonstance singulière de receler à côté de cet aliment sain un poison mortel. Les racines de cette plante étant exprimées dans un sac, la cassave y reste, et le suc vénéneux qui en découle, et dont les Indiens font usage pour empoisonner leurs flèches, laisse déposer peu-à-peu de l'amidon d'une qualité très-nutritive, et nullement malfaisant. Après avoir fait sécher à la fumée toute la matière solide restée dans le sac, on la convertit en farine, dont on fait des pains plats, bons à manger.

CASTORÉUM. C'est une substance molle, d'un jaune grisâtre, ou légèrement brune, qui se trouve dans quatre poches logées dans la région inguinale du castor. Par son exposition à un air chaud, elle se durcit peu-à-peu, devient cassante, d'une couleur plus foncée, sur-tout lorsqu'on la fait sécher dans des cheminées ; ce qui a ordinairement lieu. Le castoréum consiste, suivant M. Bouillon-Lagrange, en un mucilage, un extrait amer, une résine, une huile essentielle, dans laquelle son odeur particulière paraît résider, et dans une matière alcaline floconneuse, qui ressemble à l'adipocire des calculs biliaires.

Le castoréum est considéré comme un puissant antispasmodique.

CAUSTICITÉ. On appelle *caustiques* tous les corps dont la tendance à se combiner avec les principes des substances organisées est tellement énergique, qu'ils en détruisent le tissu ; et cette propriété dans ces corps se nomme *causticité*.

Ceux qui en jouissent principalement sont les acides concentrés, les alcalis purs, et les sels métalliques.

CAUSTIQUE LUNAIRE. On désigne par cette dénomination le nitrate d'argent fondu. (*Voyez ARGENT.*)

CÉLESTINE. C'est le nom donné par Werner, à raison de sa couleur d'un bleu tendre, au sulfate de strontiane natif. Ce minéral se rencontre néanmoins souvent avec d'autres nuances et couleurs, telles que le blanc, le blanc grisâtre et jaunâtre, et le rouge. On le trouve en masse et cristallisé; quelquefois aussi il est sous les formes fibreuse et radiée. Suivant Haüy, sa forme primitive est un prisme droit, à bases rhombes de $104^{\circ} 48'$ et $75^{\circ} 12'$. Ces angles, mesurés au goniomètre, sont de 104° et 76° . Les variétés de ses cristaux peuvent se rapporter à des prismes tétraèdres ou hexaèdres, terminés par des sommets à deux, quatre ou huit pans. Ce minéral a un éclat brillant; il est ou transparent, translucide, ou opaque. Il raye le spath calcaire, et est rayé par le spath fluor. Il est très-cassant. Sa pesanteur spécifique est de 3,6. Au chalumeau, il se fond en un émail blanc, opaque et friable.

On a partagé la célestine, ou strontiane sulfatée, en trois sous-espèces : 1.^o La célestine compacte, qui se trouve à Montmartre, près Paris, en morceaux arrondis. Elle est mate, opaque, et consistante, suivant l'analyse qui en a été faite par M. Vauquelin, en 91,42 parties de sulfate de strontiane, 8,53 de carbonate de chaux, et 0,25 d'oxide de fer. 2.^o La célestine fibreuse. Ses couleurs sont, le bleu indigo, le gris bleuâtre, et quelquefois le blanc. On la rencontre en masse et cristallisée. Son éclat est brillant et un peu nacré. Elle est translucide. Sa pesanteur spécifique est de 3,83. 3.^o La célestine lamelleuse, de couleur blanc de lait tournant au bleu. Elle se présente en masse et en cristaux groupés : leur éclat est l'éclatant; leur texture est lamelleuse à

lames droites. Cette sous-espèce est translucide. La célestine se rencontre le plus abondamment, près de Bristol, dans la formation de marne rouge ; et on la trouve aussi cristallisée dans du grès rouge, à Inverness en Écosse.

M. Gruner-Ober-Berg de Hanovre a dernièrement donné connaissance de l'analyse faite par lui, d'une célestine cristallisée, ou plutôt d'une composition particulière qu'il trouva dans les environs de cette ville. Sa pesanteur spécifique n'est que de 3,39, et cependant elle contient une grande proportion de sulfate de baryte. Cette célestine consiste dans :

Sulfate de strontiane.	73,000
Sulfate de baryte.	26,166
Argile ferrugineuse.	0,213
Perte.	0,621

100,000

Si le résultat de cette analyse eût été de 75 sulfate de strontiane + 25 sulfate de baryte, on pourrait considérer le minéral comme étant un composé de 4 atomes du premier de ces sulfates + 1 atôme du second. Or, dans mon opinion, l'analyse ne peut être renfermée dans ces limites ; car les muriates mélangés des terres furent séparés par digestion dans 16 fois leur poids d'alcool bouillant d'une force qui n'est pas indiquée. En outre, la conversion préalable parfaite des sulfates en carbonates, par la simple fusion du minéral avec trois fois son poids de carbonate de potasse, est, pour le moins dire, problématique. Le docteur Thomson adapte l'analyse de M. Ober-Berg, à 7 atomes de sulfate de strontiane et 2 atomes de sulfate de baryte.

CÉMENT. On peut donner ce nom à toute matière quelconque dont on se sert pour unir ou cimenter ensemble des choses de même espèce, ou d'espèces différentes. Dans ce sens, ce terme s'applique à tout ce que nous connaissons de LUTS, COLLÉS, et de sortes de SOUDURES. Mais on donne plus ordinairement le nom de *Cément* à ceux dont la base est une

terre, ou un sel terreux, voyez CHAUX. Nous parlerons ici, principalement, d'après le *Philosophical Magazine*, de quelques-uns des cémens dont on fait usage dans des cas particuliers.

En faisant fondre ensemble sept ou huit parties de résine et une partie de cire, et ajoutant à ce mélange fondu une petite quantité de plâtre de Paris, on forme un très-bon ciment pour unir des morceaux de spath du comté de Derby, ou autre pierre. La pierre devrait être rendue assez chaude pour fondre le ciment, et les morceaux à joindre fortement pressés, de manière à laisser aussi peu que possible de ciment entre eux : il est de règle générale, lorsqu'il s'agit de cimenter, que plus la couche de ciment interposé est mince et plus le ciment tiendra fermement.

Le soufre fondu, employé comme ciment, remplira suffisamment bien cet objet, si les choses à joindre ensemble n'exigent pas qu'elles le soient fortement.

Il arrive quelquefois à des joailliers, qu'en montant des pierres précieuses, il s'en rompt des morceaux par accident. Dans ce cas, ils joignent ces morceaux avec du mastic-gomme, de manière qu'il n'est pas facile de s'en apercevoir, en chauffant préalablement la pierre assez pour la fondre. On se sert souvent de ce moyen pour joindre des camées d'émail blanc ou de verre coloré, à une pierre servant de base pour produire l'apparence d'un onyx; on fait également usage du mastic pour cimenter de faux dôs, ou doublets, à des pierres, dans la vue d'en modifier la nuance.

Les joailliers en Turquie, qui généralement sont arméniens, ornent les boîtes de montres, et autres objets de bijouterie, avec des pierres précieuses, en les y collant. La pierre est montée sur de l'or ou de l'argent, et l'on aplatit la monture pour correspondre à la partie à laquelle la pierre doit être appliquée; on l'y fixe alors au moyen du ciment suivant. Après avoir fait macérer de la colle de poisson dans l'eau jusqu'à ce qu'elle se gonfle et se soit ramollie,

on la fait dissoudre dans de l'eau-de-vie de France ou du rum, de manière à ce qu'elle forme une forte colle. Dans deux onces (environ 60 grammes) de cette liqueur, on dissout par trituration deux petits morceaux de galbanum, ou de gomme ammoniacque, et l'on mêle avec le tout, à l'aide d'une douce chaleur, cinq ou six morceaux de mastic gros comme des pois, dissous dans autant d'alcool qu'il en faut pour les rendre liquides. Il faut conserver ce ciment dans une fiole bien bouchée, et lorsqu'on veut s'en servir, on le liquéfie, en plongeant la fiole dans de l'eau chaude. Ce ciment résiste à l'humidité.

On forme un autre ciment qui résiste à l'humidité, en ajoutant une dissolution de laque en écailles dans l'alcool, à une dissolution de colle de poisson dans de l'esprit de preuve.

Il en est de même de la colle ordinaire fondue sans eau, avec moitié de son poids de résine, en ajoutant un peu d'ocre rouge pour donner du corps. Cette composition est particulièrement d'un emploi avantageux pour cimenter des pierres à raser dans leurs formes.

On peut faire un fort ciment, insoluble dans l'eau, avec du fromage de lait écrémé, coupé en tranches, dont on sépare la peau ou croute, et qu'on fait bouillir dans l'eau, jusqu'à ce qu'il devienne une colle forte, qui cependant ne se dissout pas dans ce liquide. L'eau étant décantée de dessus le fromage bouilli, on le lave dans de l'eau froide, après quoi on le pétrit dans de l'eau tiède. On répète plusieurs fois successivement ce procédé, et alors la colle étant mise tiède sur une pierre à porphyriser, on la triture avec de la chaux vive. Ce ciment peut être employé froid, mais il vaut mieux le faire tiédir: On joindra en s'en servant, le marbre, la pierre, ou la poterie, de manière qu'on puisse à-peine découvrir les joints.

Un mélange en consistance convenable, d'huile de lin bouillie, de litharge, de plomb rouge et de plomb blanc, appliqué de chaque côté d'un morceau de flanelle, ou

même de toile ou de papier, fortement pressé entre deux morceaux de métal, produira une jonction ferme et durable, qui résiste à l'eau bouillante, ou même à une pression considérable de vapeur d'eau. Il est à observer que plus la porportion du plomb rouge domine dans cette composition, et plus le ciment sera promptement sec, et le contraire aura lieu pour le plomb blanc. Ce ciment réussit très-bien pour opérer la jonction de pierres de toutes dimensions.

On se procure un excellent ciment pour le fer, et qui, avec le temps, s'unit en une masse avec ce métal, en le formant ainsi qu'il suit : on mêle bien ensemble, dans un mortier, deux onces (environ 60 grammes), de muriate d'ammoniaque, une once (30 grammes) de fleurs de soufre et 16 onces (environ 480 grammes) de limaille ou de tournures de fonte de fer, et l'on conserve sèche la poudre de ce mélange trituré. Lorsqu'on veut faire usage du ciment, on prend une partie de ce mélange, viugt parties de limaille ou tournures de fer net, on triture le tout ensemble dans un mortier, on donne au mélange une consistance convenable avec de l'eau, et on l'applique entre les joints.

Les ouvriers en cuivre font souvent usage d'un mélange de chaux vive en poudre et de sang de bœuf, dont ils garnissent les cloux rivés et les bords des feuilles de cuivre dans de grandes chaudières, comme moyen de garantir les jointures, et aussi pour étancher des robinets.

Un mélange de six parties d'argile, d'une partie de limaille de fer, et d'huile de lin en quantité suffisante pour former une pâte épaisse, forme un bon ciment pour boucher des fentes ou crevasses dans des chaudières de fer.

On a besoin de ciments temporaires pour tailler, égriser ou polir des verres d'optique, des pierres, et divers petits objets de joaillerie, qu'il est nécessaire de fixer pour cet objet sur des billots ou manches. Dans ces cas, on forme un bon ciment avec quatre onces (environ 120 grammes) de résine,

un quart d'once (environ 7,5 grammes) de cire et quatre onces (environ 120 grammes) de blanc d'Espagne, préalablement chauffé au rouge; car il peut être fixé sur tous les articles dont il s'agit, en les chauffant, et en être enlevé à volonté de la même manière, quoique ces objets y adhèrent très-fortement lorsque le ciment est froid. On se sert beaucoup, pour remplir ces différens objets, à Birmingham, d'un mélange de poix, de résine, et d'une petite quantité de suif, le tout épaissi avec de la poussière de brique. On fait également un bon ciment avec quatre parties de résine, une partie de cire d'abeilles et une partie de poussière de brique. Ce ciment convient parfaitement pour fixer des couteaux et des fourchettes dans leurs poignées; mais les fabricans des articles de cette espèce à bas prix, se servent trop ordinairement de résine et de poussière de brique seulement. Dans quelques occasions qui exigent un ciment très-dur, qui ne craque pas quoiqu'exposé à l'action répétée de soufflets, comme lorsqu'il s'agit de fixer à un bloc métallique des articles qu'il faut tailler avec un marteau et un emporte-pièce, les ouvriers mêlent, pour l'ordinaire, avec le ciment, de l'étoüpe dont les fibres tiennent ses parties réunies.

M. Singer recommande, comme étant un bon ciment pour l'appareil électrique, la composition qui suit: cinq pounds (1865 grammes) de résine, un pound (575 grammes) de cire d'abeilles, une même quantité d'ocre rouge, et plein deux cuillers à table de plâtre de Paris. On fait fondre le tout ensemble. On a recours à un mélange moins couteux pour cimenter des plaques d'appareil voltaïques dans des cuves en bois. Il consiste dans environ 1 kilogramme de résine, 375 grammes d'ocre rouge, 186 grammes de plâtre de Paris, et 0,116 litres d'huile de lin. L'ocre et le plâtre de Paris doivent être bien desséchés, et ajoutés aux autres ingrédients à l'état de fusion.

CÉMENTATION. C'est par ce nom qu'on désigne un

procédé chimique qui consiste à entourer un corps à l'état solide, avec de la poussière de quelques autres corps, et d'exposer le tout, pendant un certain temps, en vaisseau clos, à un degré de chaleur qui n'est pas suffisant pour fondre les matières qui y sont contenues. Ainsi le fer est converti en acier par cémentation avec du charbon, le verre vert de bouteille est transformé en porcelaine par combinaison avec le sable. (Voyez FER et PORCELAINE.)

CENDRES. On appelle ainsi le résidu fixe que laissent les substances combustibles après qu'elles ont été brûlées. On se sert le plus ordinairement de ce terme, en chimie, pour désigner le résidu de combustion végétale.

CERVEAU DES ANIMAUX. Le cerveau a été depuis longtemps connu des anatomistes ; mais c'est seulement dans ces dernières années que les chimistes s'en sont occupés avec quelque attention. C'est une substance blanche, molle, savonneuse au toucher, n'ayant que peu ou point d'odeur. Exposée à une douce chaleur, elle perd son humidité, se contracte d'environ un quart de son volume primitif, et devient une masse visqueuse d'un brun verdâtre. Dans son état de dessiccation complète, elle est sous forme solide et friable comme du vieux fromage. Exposée à une forte chaleur, elle donne de l'ammoniaque, se boursouffle, se fond en une masse noire ressemblant à de la poix, prend feu, brûle avec beaucoup de flamme accompagnée d'une fumée épaisse, piquante, et laisse un charbon difficile à incinérer.

Le cerveau, dans son état naturel, ou chauffé médiocrement, forme aisément une émulsion par trituration avec l'eau, et il n'est point séparé de ce liquide par la filtration. Cette émulsion mousse comme de l'eau de savon, mais elle ne verdit pas les couleurs bleues végétales. La chaleur sépare le cerveau de cette émulsion sous la forme de flocons, et il reste un phosphate alcalin en dissolution. Les acides séparent

de l'émulsion aqueuse un coagulum blanc, et forment des sels avec bases de chaux, de soude et d'ammoniaque. L'alcool coagule aussi cette émulsion.

Les alcalis fixes caustiques agissent avec une grande énergie sur le cerveau, même à froid, avec dégagement d'ammoniaque et de calorique. A l'aide de la chaleur, ils s'y unissent, et il en résulte une substance savonneuse.

L'action de l'alcool sur le cerveau est la plus remarquable. Fourcroy traita le cerveau quatre fois successivement avec trois fois son poids d'alcool bien rectifié, en le faisant bouillir un quart d'heure chaque fois dans un matras à long col, avec un bouchon évidé. Les trois premières portions d'alcool, décantées bouillantes, déposaient, par le refroidissement, des lames brillantes d'un blanc jaunâtre, dont la quantité diminuait chaque fois : la quatrième portion n'en déposa que très-peu. La matière cérébrale avait perdu les trois huitièmes de son poids ; et par déposition spontanée, ainsi que par l'évaporation ultérieure de l'alcool, on recueillit la moitié de cette proportion, ou les trois seizièmes du poids du cerveau ainsi traité, en cristaux en aiguilles, en larges écailles, ou en matière grenue ; l'autre moitié fut perdue par volatilisation. Cette substance cristallisée, d'une apparence onctueuse, comprimée entre les doigts, prit la forme d'une pâte ; mais elle ne se fondit pas à la chaleur de l'eau bouillante, qui ne fit que la ramollir. A une température plus élevée, elle se colora subitement en un jaune noirâtre, en exhalant pendant sa fusion une odeur empyreumatique et ammoniacale. On voit ainsi, que la matière cérébrale n'est point analogue au spermaceti ou à l'adipocire, mais qu'elle paraît ressembler davantage aux cristaux gras lamelleux que contiennent quelques calculs biliaires, qui, cependant, ne se ramollissent pas à une chaleur de 111° centigrades, ou redeviennent, à cette température, empyreumatiques et ammoniacaux, comme cela a lieu avec la matière cérébrale cristalline.

Une portion de cette huile concrète, séparée de l'alcool

par évaporation au soleil, formait une pellicule grenue à sa surface, d'une consistance ressemblant à celle de savon mou. Elle était d'une couleur plus jaune que l'huile concrète soumise à l'évaporation, ayant une odeur marquée d'extractif animal, et une saveur sensiblement saline. Elle pouvait s'étendre dans l'eau en donnant à ce liquide une apparence laiteuse. Elle rougissait le papier de tournesol, et ne prenait nullement le caractère huileux, ou ne devenait fusible à la manière d'une huile qu'après avoir abandonné de l'anmoniaque et déposé du carbone par l'action du feu ou d'alcalis caustiques.

On a observé qu'il s'est produit une action semblable de l'alcool sur le cerveau, les nerfs et la moelle épinière, par une longue macération dans ce liquide froid pour conserver des préparations anatomiques.

Le résultat d'une analyse du cerveau, faite avec soin par M. Vauquelin, lui donna, pour la composition de cette substance, sur cent parties; savoir :

Eau.	80,00
Matière grasse blanche.	4,53
Matière grasse rougeâtre.	0,70
Albumine.	7,00
Osmazome.	1,12
Phosphore.	1,50
Acides, sels et soufre.	5,15
	100,00

La moelle allongée et les nerfs ont la même composition chimique.

Le changement spontané que le cerveau éprouve dans de certaines situations a déjà été indiqué à l'article ADIPOCÈRE.

CÉRASINÉ. C'est le nom donné, par M. John de Berlin, à ces substances d'apparence gommeuse qui se gonflent dans l'eau froide, mais qui ne s'y dissolvent pas facilement. La

cérasine est soluble dans l'eau bouillante; mais, par le refroidissement de ce liquide, elle s'en sépare à l'état d'une gelée.

L'eau acidulée avec les acides sulfurique, nitrique ou muriatique, forme, à l'aide d'une douce chaleur, une dissolution permanente de cérasine. La gomme adragante offre le meilleur exemple de cette espèce de produit végétal.

CÉRAT. On appelle ainsi un composé d'huile ou de graisse de porc et de cire d'abeilles, dont les chirurgiens font usage pour garantir de l'action de l'air les surfaces ulcérées.

CÉRINE. C'est le nom donné par M. Chevreul à une substance particulière qui se précipite, par évaporation, de l'alcool mis en digestion sur de la râclure de liège : celui de subercérine paraîtrait devoir mieux convenir. M. Chevreul, à qui l'on doit la découverte de cette substance, la décrit comme consistant dans de petites aiguilles blanches, qui, traitées à l'eau bouillante, se ramollissent seulement en tombant au fond de ce liquide. Mille parties d'alcool bouillant en dissolvent 2,42 de cérine, et 2 seulement de cire. L'acide nitrique convertit la cérine en acide oxalique. Elle est insoluble dans la dissolution alcoolique de potasse.

Le docteur John a distingué également par le nom de *cérine* la portion de la cire ordinaire qui se dissout dans l'alcool.

CÉRITE. C'est l'oxide silicifère de cérium. Ce minéral rare est d'un rouge rose ou de couleur de chair, avec parfois des teintes de brun de géofite. Sa poudre est d'un gris rougeâtre. On le trouve en masse et disséminé. Il est à-peine luisant à l'intérieur; son éclat est résineux; sa cassure est esquilleuse à grains fins, avec fragmens indéterminés. Ce minéral est opaque; il raye le verre, fait feu avec le briquet, se rompt difficilement, cède à-peine au couteau, et donne une râclure d'un blanc grisâtre. Il est infusible au chalumeau, mais la couleur de sa poussière passe du gris au

jaune. Le célite consiste, sur 100 parties, suivant l'analyse de Hysinger, savoir, en :

Silice.	18
Oxide de cérium.	68,50
Oxide de fer.	2,00
Chaux.	1,25
Eau et acide carbonique.	9,60
Perte.	0,56
	100,00

Klaproth trouvé, dans 100 parties, 54,5 oxide de cérium, et 54,5 silice. Ce minéral ne se trouve que dans les mines de cuivre de Bastnaes, près Riddarhytta en Suède, accompagné de mines de cuivre, de molybdène et de bismuth. Sa pesanteur spécifique est de 4,6 à 4,9.

CÉRIUM. Pour obtenir l'oxide qui existe dans le minéral précédent, on calcine ce minéral ou le célite, et, après l'avoir réduit en poudre, on le fait dissoudre dans l'eau régale. La dissolution étant filtrée, on la neutralise avec de la potasse pure; et en y ajoutant alors du tartrate de potasse, il se produit un précipité qui, bien lavé et ensuite calciné, est l'oxide de cérium.

On a essayé de se procurer le métal pur, en chauffant l'oxide au rouge, après l'avoir dépouillé de fer par de l'acide oxalique, en contact avec de l'acide tartarique, de l'huile et du noir de fumée; mais on n'a pu obtenir qu'un carbure blanc cassant.

Le cérium est susceptible de deux degrés d'oxidation. Dans le premier de ces états, il est blanc, passant, par la calcination, à un rouge fauve.

L'oxide blanc ou le protoxide, exposé au chalumeau, se colore promptement en rouge, mais sans se fondre, ni même s'agglutiner. Avec une grande proportion de borax, il fond en un globule transparent.

L'oxide blanc devient jaunâtre par son exposition à l'air,

mais jamais aussi rouge que par la calcination, parce qu'il absorbe de l'acide carbonique, qui s'oppose à ce qu'il se sature d'oxygène, et qu'il retient une portion d'eau qui affaiblit sa couleur.

Les alcalis n'ont aucune action sur l'oxide blanc; mais en traitant l'oxide rouge ou peroxide, par la voie sèche, avec de la potasse caustique, elle lui enlève une portion de son oxygène, de manière à le convertir dans l'oxide blanc ou protoxide, sans aucune altération dans sa nature.

Le protoxide de cérium est composé, suivant Hisinger, de 85,17 du métal + 14,83 d'oxygène; et le peroxide de 79,3 du métal et 20,7 d'oxygène. Le protoxide a été considéré comme étant un composé binaire de cérium 5,75 + oxygène 1, et le peroxide, un composé de 5,75 + 2 de cérium + 3 d'oxygène. M. Vauquelin obtint un alliage de ce métal avec le fer.

Les sels de cérium sont blancs ou de couleur jaune, ayant une saveur sucrée. Ils donnent un précipité blanc avec l'hydro-sulfate de potasse; mais ils n'en fournissent aucun avec l'hydrogène sulfuré; avec le ferro-prussiate de potasse et l'oxalate d'ammoniaque, le précipité qui a lieu est blanc de lait et soluble dans les acides nitrique et muriatique; avec l'infusion de noix de galle, il n'y a point de précipité, et l'arséniate de potasse en produit un qui est blanc.

Parties égales d'acide sulfurique et d'oxide rouge ou peroxide, avec quatre parties d'eau, s'unissent, à l'aide de la chaleur, en une masse cristalline qui peut être complètement dissoute par une addition de l'acide, et en chauffant long-temps le mélange. Cette dissolution, évaporée doucement, fournit de petits cristaux, dont quelques-uns de couleur orangé, et d'autres de couleur de citron. Le sulfate de cérium ne se dissout dans l'eau qu'au moyen d'un excès de son acide. Sa saveur est acide et sucrée. L'acide sulfurique se combine aisément avec l'oxide blanc, particulièrement lorsqu'il est à l'état de carbonate. La dissolution a une saveur sucrée, et fournit aisément des cristaux blancs.

L'acide nitrique dissout difficilement l'oxide rouge ou peroxyde, sans l'assistance de la chaleur. Avec un excès d'acide, il se forme des cristaux blancs, déliquescents, que la chaleur décompose; leur saveur, piquante d'abord, tourne ensuite au goût sucré. L'oxide blanc s'unit plus aisément avec cet acide.

L'acide muriatique dissout l'oxide rouge avec effervescence; la dissolution cristallise confusément; le sel est déliquescent, soluble dans son poids égal d'eau froide, et dans trois ou quatre fois son poids d'alcool; la flamme de cette dissolution concentrée est jaune et étincelante; si la dissolution n'est pas concentrée, la flamme est incolore; mais par l'agitation de la liqueur, elle lance des étincelles blanches, rouges et pourpres.

L'acide carbonique s'unit aisément avec l'oxide blanc. On produit le mieux cette union, en ajoutant du carbonate de potasse à la dissolution nitrique ou muriatique de cet oxide, ce qui donnera lieu à un précipité léger, qui, en séchant, prend un aspect argentin éclatant. Ce précipité consiste dans 25 acide + 65 oxide + 12 eau.

L'oxide blanc s'unit directement avec l'acide tartrique; mais il exige un excès de cet acide pour être rendu soluble.

CÉRUMEN DES OREILLES. C'est ainsi qu'on a nommé une sécrétion de couleur jaune, tapissant à l'extérieur le canal auditif, et rendue visqueuse et concrète par son exposition à l'air. Cette sécrétion a une saveur amère; elle se fond à une chaleur peu élevée, en répandant une odeur légèrement aromatique. Mise sur des charbons ardents, elle donne une fumée blanche semblable à celle qu'exhale la graisse en brûlant. Elle se boursouffle, émet une odeur fétide ammoniacale, et se convertit en un charbon léger. L'alcool dissout les cinq huitièmes du cérumen, et il laisse, par l'évaporation, une substance qui re-semble à de la résine de bile. Les trois huitièmes qui restent sont de l'albumine mêlée

d'huile, qui, par incinération, laisse pour résidu de la soude et du phosphate de chaux. Il s'ensuit, que les parties constituantes du cérumen sont au nombre de cinq; savoir : de l'albumine, une huile épaissie, une matière colorante, de la soude et du phosphate de chaux.

CÉRUSE, ou **BLANC DE PLOMB**. (*Voyez PLOMB.*)

CÉTINE. C'est le nom donné par M. Chevreul au spermaeeti. Suivant M. Bérard, qui en a fait l'analyse, d'après le mode adopté par M. Gay-Lussac, en faisant passer sa vapeur à travers du peroxide de cuivre chauffé au rouge, la *cétine* consiste, sur 100 parties, dans 84 carbone, 6 oxygène, et 13 hydrogène.

CEYLANITE. C'est un minéral, le pléonaste de Haüy, ainsi appelé, parce que c'est de l'île de Ceylan qu'on l'apporte en Europe, le plus ordinairement en masses arrondies, et parfois en cristaux. La forme primitive de ses cristaux est l'octaèdre régulier. Il se présente souvent sous cette forme, et sous celle où les bords de l'octaèdre sont tronqués. Sa couleur est le bleu indigo passant au noir; et cette couleur, en l'examinant avec plus d'attention, paraît être le noir verdâtre. Sa surface est rude au toucher. Il a peu d'éclat à l'extérieur: mais à l'intérieur, c'est un éclat très-brillant. La cassure est parfaitement conchoïde, aplatie, avec fragmens à bords très-aigus. Ce minéral raie très-légèrement le quartz, et il est plus mou que le spinel. Il se rompt aisément. Sa pesanteur spécifique est de 5,77. Il est infusible au chalumeau.

CHABASIE. Minéral qui se rencontre en cristaux, dont la forme primitive est le rhomboïde différant très-peu du cube, puisque l'angle au sommet est de 95°, 50'. On le trouve sous cette forme de cube, et aussi avec six de ses bords tron-

qués; leurs troncatures se réunissent trois et trois aux deux angles opposés, tandis que les six autres angles sont tronqués. Ce minéral se rencontre aussi cristallisé en pyramides à six faces appliquées base à base, ayant les six angles à la base tronquée, et les trois bords aigus de chaque pyramide également tronqués. La couleur de la chabasia est le blanc avec une teinte de rose, et quelquefois elle est transparente; elle raie le verre, se fond au chalumeau en une masse spongieuse blanche, et sa pesanteur spécifique est de 2,72. Ses parties constituantes sont : silice 45,53, alumine 22,06, chaux 3,54, soude de potasse 9,54, eau 21. On trouve la chabasia en cristaux dispersés dans des fentes de quelques roches de trap, et dans les creux de certaines géodes disséminées dans les mêmes roches. Elle se rencontre dans la carrière d'Alteberg, près Oberstein.

CHAIR. On donne ordinairement ce nom aux muscles des animaux. Ils consistent principalement en fibrine, en albumine, gélatine, extractif, phosphate de soude, phosphate d'ammoniaque, phosphate et carbonate de chaux, et sulfate de potasse. (*Voyez* MUSCLES.)

CHALUMEAU. Nous renvoyons, pour la description de cet instrument, à l'article LABORATOIRE, et nous donnerons ici un extrait de l'important traité de M. Gahn sur le chalumeau *ordinaire*; nous présenterons ensuite un exposé des très-intéressantes expériences faites par le docteur Clarke, avec le chalumeau *oxi-hydrogène*.

La substance à soumettre à l'action du chalumeau doit être placée sur un moreau de charbon ou dans une petite cuiller de platine, d'or ou d'argent; ou bien on peut, suivant M. de Saussure, faire quelquefois usage d'une lame de cyanite. Le charbon de pin est préférable, comme pouvant être bien mis à l'état d'ignition, et desséché sans éclater. C'est des côtés, et non des extrémités des fibres du charbon,

qu'il faut se servir, autrement la substance à porter à l'état de fusion s'étend, et il ne se forme pas de globule ou bouton. On creuse un petit trou dans le charbon, pour y placer une très-petite quantité de substance à examiner. Cette quantité de la substance ne devrait pas excéder la dimension de moitié d'un grain de poivre, si la chaleur à produire doit être très-intense.

On fait usage des cuillers métalliques lorsqu'il ne s'agit que d'exposer la substance à l'action de la chaleur, et qu'elle pourrait éprouver quelque changement par son contact immédiat avec le charbon. Lorsqu'on se sert de la cuiller, il faut diriger la flamme sur la partie de la cuiller où repose la substance à examiner, et ne pas l'appliquer à la substance elle-même. On peut insérer le manche de la cuiller dans un morceau de charbon; et si une chaleur très-intense est nécessaire, en adapter le cuilleron dans un creux pratiqué à cet effet dans le charbon. On peut enlever de la cuiller de petites portions de la substance, au moyen de pinces de platine. Les sels et les substances volatiles sont chauffés dans un tube de verre fermé d'une de ses extrémités, et de dimension plus grande, suivant les circonstances, de manière à former un petit matras.

Lorsque l'altération que la substance éprouve par la simple action de la chaleur a été observée, il est nécessaire d'examiner quel changement ultérieur a lieu lorsque cette substance est fondue avec différens flux, et jusqu'à quel point elle est susceptible de réduction à l'état métallique.

Ces flux sont :

1.^o Le sel microcosmique, composé d'acide phosphorique, de soude et d'ammoniaque.

2.^o Le sous-carbonate de soude, qui doit être dépouillé de toute impureté, et spécialement d'acide sulfurique; car cet acide, s'il est présent, sera décomposé; il se formera du sulfure de soude qui dissoudra les métaux dont on désire opérer la réduction, et produit un globule de verre coloré, avec des

substances qui, sans cela, en auraient produit un incolore.

5.° Le borax, calciné, ou préalablement privé de son eau de cristallisation.

Ces flux, réduits en poudre, sont conservés dans de petites fioles; et lorsqu'on veut en faire usage, on peut en prendre sur la pointe humectée d'un couteau. Cette humidité fait adhérer les molécules, et les empêche de s'écarter lorsqu'on les place sur le charbon. Le flux doit être fondu en un globule clair, et la substance à examiner placée sur lui. C'est alors, qu'étant soumise à l'action d'abord de la flamme extérieure, et ensuite à la flamme intérieure, il convient d'apporter toute son attention à observer les circonstances suivantes :

1.° Si la substance est dissoute; et, dans ce cas,

2.° Si sa dissolution a eu lieu avec ou sans effervescence, effervescence qu'occasionnerait un dégagement d'acide carbonique, d'acide sulfureux, d'oxygène, de gaz oxide de carbone, etc.

3.° La transparence et la couleur du verre pendant qu'il refroidit.

4.° Les mêmes circonstances après le refroidissement.

5.° La nature du verre formé par l'action de la flamme extérieure.

6.° La nature du verre produit par la flamme intérieure.

7.° Les rapports divers entre les flux.

Il est à remarquer, que la soude ne formera pas de globule sur le charbon; mais, qu'à un certain degré de chaleur, elle sera absorbée. Lors donc qu'une substance doit être fondue avec de la soude, ce flux doit être ajouté en très-petites quantités, et il ne faut employer d'abord qu'une chaleur très-moderée, au moyen de quoi une combinaison aura lieu, et la soude ne sera point absorbée. Si l'on a ajouté d'abord une trop grande quantité de soude, et que, par conséquent, elle ait été absorbée, une chaleur plus intense la fera revenir à la surface du charbon, et alors elle entrera en combinaison.

Quelques minéraux, qui se combinent aisément avec de très-petites portions de soude seulement, se fondent avec difficulté si l'on en ajoute davantage, et deviennent absolument infusibles avec une quantité plus grande; et lorsque la substance n'a point d'affinité pour ce flux, il est absorbé par le charbon, et il ne s'ensuit pas de combinaison.

Lorsque le minéral, ou la soude, contient de l'acide sulfurique, le verre acquiert une couleur d'un jaune foncé, qui, à la lumière d'une lampe, paraît rouge, comme si elle était produite par du cuivre.

Si le globule vitreux devient opaque en refroidissant, de manière à rendre la couleur difficile à distinguer, il faudra le rompre, et en mêler une partie avec plus de flux, jusqu'à ce que la couleur devienne plus pure et plus distincte. Pour rendre la couleur plus apercevable, le globule peut être, ou comprimé avant qu'il refroidisse, ou tiré en un fil.

Lorsqu'on a l'intention de porter à un plus haut degré d'oxidation un oxide métallique contenu dans un composé vitrifié avec l'un quelconque des flux, le verre doit être chauffé d'abord par une forte flamme; et, lorsqu'il est fondu, retiré par degrés du point de la flamme bleue. On peut répéter plusieurs fois de suite cette manière d'opérer, en laissant quelquefois le verre se refroidir, et en faisant usage avec le chalumeau d'un jet de large ouverture.

La *réduction* de métaux s'effectue ainsi qu'il suit : on maintient le globule vitreux, formé ainsi qu'il a déjà été dit, à l'état de fusion sur le charbon, tant qu'il reste à la surface, qu'il n'est pas absorbé, et que les molécules métalliques se rassemblent en un globule. On le fait fondre alors avec une quantité additionnelle de soude, qui sera absorbée par le charbon, et le point où l'absorption a lieu, sera mis à l'état de forte ignition, au moyen d'un tube à petite ouverture. En maintenant cet état d'ignition, la portion de métal qui n'avait pas été précédemment réduite, sera alors

amenée à l'état métallique; et l'opération pourra être facilitée en plaçant le bouton dans une flamme accompagnée de fumée, qui le recouvre de suie et ne s'éteint pas facilement.

Les globules qui contiennent des métaux sont souvent, pour la plupart, recouverts d'un brillant métallique, qui se produit le plus aisément par une flamme légère, se jouant à la surface, avec fumée, lorsque la chaleur plus intense a cessé; avec une chaleur modérée, la surface métallique reste; et avec un peu de pratique, on peut généralement reconnaître si la substance soumise à l'examen contient ou non un métal. Il faut cependant observer, que le verre de borax prend quelquefois à l'extérieur un brillant métallique.

Lorsque le charbon est refroidi, la partie qui est imprégnée de la masse fondue doit être enlevée avec un couteau, et broyée avec de l'eau distillée dans un mortier de cristal, ou, ce qui vaut encore mieux, d'agate. La soude sera dissoute, le charbon flottera et peut être enlevé, et les particules métalliques qui resteront dans l'eau peuvent être soumises à l'examen. De cette manière, la plupart des métaux peuvent être réduits.

*Rapport entre les terres et les oxides métalliques
traités au chalumeau.*

I. LES TERRES.

Baryte. Lorsque cette terre contient de l'eau, elle fond et s'étend sur le charbon. Dans son état de combinaison avec l'acide sulfurique, elle se convertit, dans la flamme *intérieure*, en un sulfure qui est absorbé par le charbon, avec effervescence, ayant lieu pendant tout le temps que la terre reste exposée à l'action du chalumeau.

Strontiane. Si cette terre est combinée avec l'acide carbonique, et qu'on la tienne en petites lames minces avec des pinces de platine, dans la flamme *intérieure*, l'acide car-

bonique est chassé; et sur le côté de la lame le plus éloigné de la lampe, on voit quelquefois une flamme rouge bordée de vert, et qui peut être à-peine aperçue, si ce n'est par la flamme d'une lampe. Le sulfate de strontiane est réduit, dans la flamme *intérieure*, en un sulfure. Après l'avoir dissous dans une goutte d'acide muriatique, et avoir ajouté à la dissolution une goutte d'alcool, si l'on y trempe un petit bout de mèche, elle brûlera avec une belle flamme rouge.

Chaux. La chaleur fait aisément passer le carbonate de cette terre à l'état caustique. Etant alors humectée, il y a dégagement de chaleur, et elle est ensuite infusible au chalumeau. Le sulfate de chaux est facilement réduit en sulfure; et, de plus, il a la propriété de se combiner, à une chaleur médiocre, avec le fluor, formant ainsi un verre clair. Le fluor devrait être plutôt en excès.

Magnésie. Cette terre produit, comme la strontiane, une très-grande clarté dans la flamme du chalumeau. Si l'on ajoute une goutte de dissolution de cobalt, et qu'après avoir séché, on porte fortement à l'ignition, il se produit une couleur rougeâtre faible, d'une nuance de couleur de chair, qui, cependant, est à-peine visible à la lumière d'une lampe. On peut, en opérant ainsi, découvrir la présence de la magnésie dans des corps composés, s'ils ne contiennent pas beaucoup de matière métallique, ou s'il y existe une proportion d'alumine excédant celle de la magnésie. On peut tirer quelque induction, relativement à la quantité de magnésie, de l'intensité de la couleur produite.

Toutes ces terres, lorsqu'elles sont pures, se fondent aisément, en combinaison avec les flux, en un verre clair, incolore, sans effervescence; mais, par une addition d'une plus grande quantité de la terre, le verre devient opaque.

Alumine. Cette terre se combine plus lentement que celles précédentes avec les flux, et forme, par cette combinaison, un verre clair, qui ne devient point opaque; mais l'indice le plus caractéristique de la présence d'alumine, est la cou-

leur d'un bleu vif qu'elle acquiert par l'addition d'une goutte de nitrate de cobalt, après qu'elle a été séchée et tenue pendant quelque temps à l'état d'ignition; et de cette manière, elle peut être reconnue exister dans des composés minéraux, lorsque les substances métalliques ne sont pas en grande proportion, ou que la magnésie est en grande quantité. On peut ainsi découvrir l'alumine dans l'agalmatolite.

II. LES OXIDES MÉTALLIQUES.

Arsenic. Cette substance coule avec l'odeur d'ail qui la caractérise. Lorsqu'on chauffe sur un charbon en ignition de gros morceaux d'arsenic blanc, aucune odeur ne se fait sentir. Pour produire cet effet, l'oxide blanc doit être réduit, mêlé avec de la poussière de charbon. Si l'arsenic est tenu en dissolution, on en peut découvrir la présence en trempant dans la dissolution un morceau de charbon pur et bien brûlé, qu'il faut ensuite dessécher et mettre à l'état d'ignition.

Chrome. L'oxide vert de ce métal, la forme sous laquelle il se rencontre le plus communément et que prend le métal en le chauffant à l'air, manifeste les propriétés suivantes : il est fusible avec le *sel microcosmique* dans la flamme *intérieure*, en un verre qui, à l'instant où il est retiré de la flamme, est d'une teinte violette, se rapprochant davantage du bleu foncé ou du rouge, selon la proportion du chrome. Après refroidissement, le verre est d'un vert bleuâtre; mais moins bleu que le verre de cuivre. Dans la flamme *extérieure*, la couleur devient plus claire et moins bleue que dans la flamme intérieure. Avec le *borax*, cet oxide vert donne dans la flamme *extérieure*, un verre jaunâtre clair, ou d'un rouge jaune, et, dans la flamme *intérieure*, cette couleur devient plus foncée et plus verte, ou d'un vert bleuâtre. La réduction de l'oxide avec la soude n'a pas été examinée.

Acide molybdique. Cet acide se fond sur le charbon avec ébullition, et il est absorbé. Dans une cuiller de platine, il

émet des fumées blanches, et il se réduit, dans la flamme *intérieure*, en un acide molybdeux qui est bleu; mais qui, dans la flamme *extérieure*, repasse à l'état d'oxide et devient blanc.

Avec le sel *microcosmique*, dans la flamme *extérieure*, une petite proportion de cet acide donne un verre vert, qui, en ajoutant peu-à-peu de l'acide, passe par le vert jaune au rougeâtre jaunâtre, et au brun hyacinthe avec une légère teinte de vert. Dans la flamme *intérieure*, la couleur passe du vert jaune par le brun jaune, et le rouge brun au noir; et si l'acide est en grande proportion, il acquiert un éclat métallique, que conserve quelquefois le verre après qu'il a été refroidi. L'acide molybdique n'est que peu dissous par le *borax*. Dans la flamme *extérieure*, le verre acquiert une couleur d'un jaune gris; dans la flamme *intérieure*, il se précipite du verre clair une certaine quantité de particules noires, qui le laissent presque incolore, lorsque la quantité de molybdène est petite, et noirâtre, lorsque la proportion est plus grande. Si au verre formé par l'acide molybdique et le sel *microcosmique*, on ajoute un peu de borax, et qu'on opère la fusion du mélange dans la flamme *extérieure*, la couleur devient à l'instant d'un brun rougeâtre. Dans la flamme *intérieure*, il se sépare aussi des particules noires, mais en plus petites quantités. Par une chaleur long-temps continuée, la couleur du verre devient plus faible, et elle paraît plus jaune à la lumière d'une lampe qu'à celle du jour. L'acide molybdique n'est pas réduit par la soude dans la flamme *intérieure*.

Acide tungstique. Cet acide prend, sur le charbon, la couleur d'un jaune brunâtre d'abord, puis il est réduit en un oxide brun, et enfin il devient noir, sans se fondre ou donner de fumée. Avec le sel *microcosmique*, il forme, dans la flamme *intérieure*, un verre d'un bleu pur, sans aucune teinte de violet; dans la flamme *extérieure*, cette couleur disparaît, et elle se reproduit dans la flamme *intérieure*. Avec le *borax*, dans la flamme *intérieure*, et en petite proportion, l'acide tungstique forme un verre incolore, qui, en

augmentant la proportion de l'acide , devient d'un gris sale , et ensuite rougeâtre. Par une longue exposition à la flamme *extérieure* , le verre est rendu transparent ; mais , à mesure qu'il refroidit , il devient terne , blanchâtre , et sa couleur change au rouge , lorsqu'il est vu à la lumière du jour. L'acide n'est pas réduit.

Oxide de tantale. Cet oxide n'éprouve pas de changement par lui-même , mais il se fond aisément avec le *sel microcosmique* et avec le *borax* , dans un verre clair incolore , dont on peut précipiter l'oxide , en le chauffant et le laissant refroidir alternativement. Le verre devient alors opaque , et l'oxide n'est pas réduit.

Oxide de titane. Cet oxide , chauffé au rouge dans une cuiller , devient jaunâtre , et brun foncé sur le charbon. Avec le *sel microcosmique* , il donne , dans la flamme *intérieure* , un verre coloré en beau violet , avec plus de bleu que celui produit par le manganèse. Dans la flamme *extérieure* , cette couleur disparaît. Avec le borax , le verre est d'une couleur hyacinthe sale. Les combinaisons de cet oxide avec la soude n'ont pas été examinées.

Oxide de cérium. Cet oxide , chauffé au rouge , prend une couleur brun rougeâtre. Lorsque la proportion est petite , il forme avec les flux un verre clair incolore , qui , par une augmentation de proportion de l'oxide , devient d'un vert jaunâtre pendant qu'il est chaud. L'oxide de cérium chauffé pendant long-temps dans la flamme *intérieure* avec le *sel microcosmique* , donne un verre clair incolore. Avec le *borax* , dans les mêmes circonstances , il produit un verre d'un vert jaunâtre faible étant chaud , mais incolore lorsqu'il est froid. Exposé de nouveau , pendant quelque temps , à la flamme *extérieure* , il prend une couleur jaune rougeâtre , qu'il retient en partie étant refroidi. Si l'on fond ensemble deux boutons transparens produits par l'oxide avec le sel microcosmique et avec le borax , le composé triple devient opaque et blanc. L'oxide de cérium coule par réduction.

Oxide d'urane. L'oxide jaune devient, par ignition, vert ou brun verdâtre. Avec le sel *microcosmique* dans la flamme *intérieure*, il forme un verre clair jaune, dont la couleur devient plus intense lorsqu'il est refroidi. Si on le tient pendant long-temps exposé à la flamme *extérieure* en le laissant fréquemment refroidir, il donne un verre d'un brun rouge jaunâtre pâle, qui passe au verdâtre à mesure qu'il refroidit. Avec le *borax* dans la flamme *intérieure*, il se produit un verre clair, incolore, ou légèrement vert, contenant des particules noires, qui paraissent être le métal dans son état de minimum d'oxidation. Dans la flamme *extérieure*, cette matière noire est dissoute si elle n'est pas en trop grande quantité, le verre devient d'un vert jaunâtre vif, et, après un plus grand degré d'oxidation, d'un brun jaunâtre. Si alors on le replace dans la flamme *intérieure*, la couleur passe par degré au vert, et la matière noire se précipite de nouveau, mais il ne s'opère pas de réduction.

Oxide de manganèse. Avec le sel *microcosmique*, cet oxide prend, dans la flamme *extérieure*, une belle couleur améthiste, qui disparaît dans la flamme *intérieure*. Avec le *borax*, il se forme un verre d'un rouge hyacinthe jaunâtre. Lorsque le manganèse, à raison de sa combinaison avec le fer, ou par toute autre cause, ne produit pas dans le verre une couleur suffisamment intense, on peut y ajouter un peu de nitre pendant qu'il est en fusion, et alors le verre devient d'un violet foncé étant chaud, et violet rougeâtre lorsqu'il est refroidi. Cet oxide n'est pas réduit.

Oxide de tellure. Cet oxide, exposé à une douce chaleur, devient jaune d'abord, puis d'un rouge léger, et ensuite noir. Il se fond et est absorbé par le charbon, et il se réduit avec une légère détonation, une flamme verdâtre, et une odeur de raifort. Le sel *microcosmique* le dissout sans le colorer.

Oxide d'antimoine. Cet oxide est en partie réduit dans la flamme *extérieure*, et s'étend en une fumée blanche sur le charbon. Dans la flamme *intérieure*, il se réduit aisément

de lui-même et avec la soude. Il forme, avec le sel microcosmique et le borax, un verre de couleur hyacinthe. L'antimoine métallique, mis à l'état d'ignition sur le charbon, et y restant sans être touché, se recouvre de cristaux aciculaires rayonnans, d'oxide blanc. Le sulfure d'antimoine se fond sur le charbon, qui l'absorbe.

Oxide de bismuth. Cet oxide se fond aisément dans une cuiller, en un verre brun, qui s'éclaircit à mesure qu'il refroidit. Avec le sel *microcosmique*, il forme un verre jaune gris, qui perd sa transparence et devient pâle en refroidissant. L'addition d'un peu plus de l'oxide le rend opaque. Avec le *borax*, l'oxide donne un verre gris qui décrépité dans la flamme *intérieure*; le métal est réduit et volatilisé. Il se réduit avec le plus de facilité par lui-même sur le charbon.

Oxide de zinc. Lorsqu'il est chauffé, cet oxide jaunit, et il devient blanc à mesure qu'il refroidit. Il forme, en petite proportion, avec le sel *microcosmique* et avec le *borax*, un verre clair, qui devient opaque en augmentant la quantité d'oxide. En ajoutant à l'oxide une goutte de nitrate de cobalt, et en le mettant, après qu'il a été bien séché, à l'état d'ignition, il devient vert. Avec la *soude* dans la flamme *intérieure*, il se réduit et brûle avec sa flamme caractéristique, en déposant son oxide sur le charbon. On peut facilement ainsi découvrir la présence du zinc, même dans l'automalite. L'oxide de zinc mêlé avec de l'oxide de cuivre, et étant réduit, le zinc se fixera sur le cuivre, et l'on obtiendra du laiton. Mais la propriété caractéristique de l'oxide de zinc la moins équivoque, est celle qu'il a de brûler avec la flamme qui lui est particulière, lorsqu'étant dissous dans du vinaigre, on expose le résidu de l'évaporation à siccité de cette dissolution à la flamme d'une lampe.

Oxide de fer. Avec le sel *microcosmique*, ou avec le *borax*, cet oxide produit, dans la flamme *extérieure*, un verre jaunâtre, lorsqu'il est froid, et rouge de sang lorsqu'il est chaud. Le protoxide forme, avec ces flux, un verre vert qui, par

une augmentation de proportion du métal, passe par le vert bouteille au noir et à l'opaque. Le verre provenant de l'oxide devient vert dans la flamme *intérieure*. Il est réduit en protoxide, et rendu attirable à l'aimant. Placé sur la mèche d'une chandelle, il brûle avec le bruit de craquement particulier au fer.

Oxide de cobalt. Cet oxide noircit dans la flamme *extérieure*, et passe au gris dans la flamme *intérieure*. Il forme, en petite proportion, avec le *sel microcosmique* et avec le *borax*, un verre bleu; celui produit avec le borax étant du bleu le plus foncé. A la lumière transmise, le verre est rougeâtre. Des additions de l'oxide font passer ce verre par le bleu foncé au noir. Le métal peut être précipité du verre bleu foncé, en introduisant un fil d'acier dans la masse pendant qu'elle est en fusion. Il est malléable s'il a été dépouillé d'arsenic, et il peut être recueilli par l'aimant; on le distingue du fer en ce qu'il ne produit aucun bruit de craquement étant placé sur la mèche d'une chandelle.

Oxide de nickel. Cet oxide devient noir à l'extrémité de la flamme *extérieure*, et gris verdâtre dans la flamme *intérieure*. Il est aisément dissous, et en grande quantité, par le *sel microcosmique*. Le verre, pendant qu'il est chaud, est d'un rouge foncé sale, qui devient plus pâle et jaunâtre à mesure qu'il refroidit. Après ce refroidissement, le verre exige une grande addition de l'oxide pour produire un changement distinct de couleur. Il conserve à-peu-près le même état dans la flamme *extérieure* et dans la flamme *intérieure*, étant, dans cette dernière, légèrement rougeâtre. Une addition de nitre au bouton le fait écumer: il devient d'un brun rouge d'adord, et ensuite plus pâle. Avec le *borax*, il se fond aisément, et la coulcur ressemble à celle précédente. Lorsque ce verre reste long-temps exposé à un haut degré de chaleur dans la flamme *intérieure*, il passe de la couleur rougeâtre à celle noirâtre et à l'opaque, puis il devient d'un gris noirâtre et translucide, ensuite d'un gris rougeâtre

plus pâle, et il finit par être transparent, et le métal est précipité en petits globules métalliques blancs. La couleur rouge semble ici produite par l'entière fusion, ou dissolution de l'oxide, la couleur noire indiquant un commencement de réduction, et le gris la dénotant par les particules métalliques avant qu'elles se combinent et forment de petits globules. Lorsqu'au verre formé avec le borax, on ajoute un peu de soude, la réduction s'effectue plus facilement, et le métal se rassemble en un simple globule. Lorsque l'oxide de nickel contient du fer, le verre conserve sa propre couleur lorsqu'il est chaud, mais il prend celle du fer à mesure qu'il se refroidit.

Oxide d'étain. Cet oxide, à l'état d'hydrate, et dans son plus grand degré de pureté, devient jaune étant chauffé, puis rouge, et noir lorsqu'il approche de l'état d'ignition. Si l'on y mêle du fer ou du plomb, sa couleur, lorsqu'il est chauffé, est le noir foncé. Ces couleurs passent au jaunâtre, à mesure que l'oxide se refroidit. Sur le charbon dans la flamme *intérieure*, il devient blanc, et continue de l'être; et s'il était originairement blanc, et privé d'eau, il n'éprouve point de changement de couleur par son exposition à la chaleur. Cet oxide se réduit aisément sans addition; mais la réduction est aidée par l'addition d'une goutte de dissolution de soude ou de potasse.

Oxide de plomb. Cet oxide se fond, et il est très-promp-
tement réduit, soit sans aucune addition, ou lorsqu'on le met à l'état de fusion avec le sel microcosmique ou avec le borax. Le verre, non réduit, est noir.

Oxide de cuivre. Il n'est point altéré par la flamme *extérieure*; mais dans la flamme *intérieure*, il est converti en protoxide. Avec le *sel microcosmique* de même qu'avec le *borax*, il forme un verre d'un vert jaune pendant qu'il est chaud, et qui passe au vert bleu à mesure qu'il refroidit; lorsqu'on le chauffe fortement dans la flamme *intérieure*, il perd sa couleur, et le métal est réduit. Si la quantité d'oxide est

tellement petite que la couleur verte ne soit pas apercevable, on peut découvrir sa présence par l'addition d'un peu d'étain, qui occasionne la réduction de l'oxide en protoxide, et produit un verre rouge opaque. Si l'on a fait fondre l'oxide avec le borax, cette couleur se maintient pendant long-temps; mais si c'est avec le sel microcosmique, elle disparaît promptement par la continuation de la chaleur.

Le cuivre peut aussi être précipité sur le fer; mais il faut que le verre soit d'abord saturé avec le fer. Les alcalis ou la chaux provoquent cette précipitation. Si le verre contenant du cuivre est exposé à une flamme avec fumée, le cuivre est superficiellement réduit, et le verre se recouvre pendant qu'il est chaud, d'une pellicule irisée, qui n'est pas toujours permanente après le refroidissement. L'oxide de cuivre est facilement réduit par la soude. Les sels de cuivre, chauffés au chalumeau, donnent une belle flamme verte.

Oxide de mercure. Cet oxide, exposé à l'action du chalumeau, noircit et est entièrement volatilisé. On peut ainsi découvrir aisément s'il a été altéré.

Les autres métaux peuvent être réduits au chalumeau par eux-mêmes, et distingués par les caractères particuliers qui leur sont propres.

On a indiqué, en traitant des espèces minérales particulières, la manière dont ils se comportent habituellement au chalumeau.

Le docteur Robert-Hare, professeur de philosophie naturelle à l'Université de Philadelphie, a annoncé, dans un mémoire inséré dans le I.^{er} volume du *Journal mineralogical de Bruce*, qu'il avait produit et dirigé sur différens corps des degrés très-intenses de chaleur par un jet de flamme consistant en gaz hydrogène et oxygène, dans la proportion requise pour former l'eau. Les gaz étaient fournis par deux gazomètres séparés, d'où chacun d'eux sortait; et ils ne se réunissaient en contact qu'à un orifice commun, ou tuyau de petit diamètre par lequel se terminaient les deux tubes des gazomètres.

On trouve, dans le premier numéro du journal *of Science and Arts*, la description d'un chalumeau de l'invention de M. Brooke, et exécuté par M. Newman. Cet instrument consiste dans une forte boîte de fer avec un tuyau à chalumeau et robinet, pour régler l'issue de la boîte, de l'air qui y a été préalablement condensé, au moyen d'une pompe fixée à sa partie supérieure. Sir H. Davy ayant depuis reconnu que l'explosion d'un mélange de gaz oxygène et hydrogène ne se communiquerait pas dans l'intérieur des tubes à très-petites ouvertures, M. John-Georges-Children lui proposa de faire l'application de cette belle découverte au chalumeau de Newman, et sir H. Davy en fit lui-même la première expérience, en adaptant à l'appareil de Newman un tube de verre capillaire. La flamme n'était pas visible à l'extrémité de ce tube, étant surpassée par l'étoile brillante du verre en ignition à l'ouverture.

Le docteur Clarke ayant appris de sir H. Davy qu'il n'y aurait aucun danger d'explosion en brûlant les gaz comprimés, à leur issue d'un tube de verre de 3 pouces (76 millimètres) de long et de $\frac{1}{80}$ de pouce (0,32 millimètres) de diamètre, il entreprit une suite d'expériences dont il obtint des résultats les plus remarquables et les plus importants. D'après l'idée que lui en suggéra le professeur Cumming, il établit dans la boîte de fer un petit cylindre de sûreté, rempli à environ moitié d'huile, et garni à son extrémité supérieure d'une toile métallique très-fine : les gaz condensés dans la boîte sont forcés de passer à travers l'huile dans le petit cylindre, et ensuite de traverser la toile métallique, avant d'arriver au robinet, et par son moyen au tuyau par où ces gaz doivent s'écouler. Par cette addition au chalumeau de Newman, on se prémunissait contre les explosions dangereuses qui avaient eu si fréquemment lieu, et qui auraient fait renoncer aux expériences, avec cet instrument, un manipulateur moins intrépide que le docteur Clarke. Il est cependant encore une autre précaution de prudence qu'il convient de ne

pas négliger; c'est celle de placer un écran de bois entre la caisse et celui qui opère. La boîte a environ 5 pouces (127 millimètres) de long, 4 pouces (102 millimètres) de large, et 3 pouces (76 millimètres) de hauteur. La pompe est adaptée à la partie supérieure de la boîte au moyen d'un robinet; près de l'extrémité supérieure de cette pompe est vissé à angles droits un tuyau, auquel on peut attacher une vessie contenant les gaz mélangés. Lorsqu'on veut produire un jet des gaz, il convient de faire jouer le piston à la partie supérieure, avant d'ouvrir le robinet placé au-dessous, pour éviter que la flamme du jet ne soit attirée en arrière et ne donne lieu à explosion. Il est nécessaire aussi de s'assurer s'il n'a pas été déplacé de l'huile du cylindre de sûreté par une petite explosion. On entend un bruit de bouillonnement, lorsqu'il y a présence d'huile. On a reconnu qu'un léger excès d'hydrogène était avantageux.

Non-seulement le platine entre en fusion dès qu'il est en contact avec la flamme des gaz allumés, mais encore le métal fondu coule en gouttes. Le docteur Clarke est parvenu à fondre à-la-fois, par cet jet de flamme, la quantité étonnante d'environ 15 grammes de platine. En petites quantités, ce métal brûle comme du fil-de-fer. Le palladium se fondait comme du plomb. La chaux pure devient une vitrification d'un jaune de cire. Sa fusion est toujours accompagnée d'une flamme pourpre se jouant sur la substance. La fusion de la magnésie a aussi lieu avec combustion. La strontiane se fondait avec une flamme de couleur anésthiste intense, et au bout de quelques minutes il se formait une petite masse oblongue de métal éclatant dans son centre. La silice se fondait aussitôt en un verre de couleur orangé foncé, qui était en partie volatilisé. La fusion de l'alumine avait rapidement lieu en globules d'un verre jaunâtre transparent. Dans ces expériences, il fit usage de supports de charbon, de platine, ou de plombagine, et il obtint les mêmes effets: les alcalis étaient fondus et volatilisés avec une apparence

évidente de combustion, dès qu'ils avaient le contact de la flamme.

Le docteur Clarke opéra, par ce jet de flamme, la fusion des composés natifs réfractaires suivans : cristal de roche, quartz blanc, opale noble, caillou, calcédoine, jaspé égyptien, zircone, spinelle, saphir, topase, cymophane, pyenite, andalusite, wavellite, rubellite, hyperstène, cyanite, talc, serpentine, hyalite, lazulite, gadolinite, leucite, apatite, émeraude du Pérou, béril de Sibérie, pierre ollaire, hydrate de magnésie, sous-sulfate d'alumine, pagodite de la Chine, spath d'Islande, craie commune, arragonite, diamant.

L'or exposé à la flamme sur de la terre à pipe se couvrit d'un cercle de lumière d'un rose vif, et il est aussitôt volatilisé. Du fil-de-fer fort brûlait rapidement. La plombagine se fondait en un bouton magnétique. La fusion de l'oxide rouge de titane s'opérait avec combustion partielle. Le cuivre rouge ferrugineux, la blende, les oxides de platine, l'oxide gris de manganèse, l'oxide cristallisé de manganèse, le wolfram, le sulfure de molybdène, le titane silico-calcaire, l'oxide noir de cobalt, la pechblende, l'oxide silicifère de cérium, le chromate de fer, et la mine d'iridium : toutes ces substances, à l'exception du chromate de fer, étaient réduites à l'état métallique, avec des phénomènes particuliers, et pour la plupart resplendissans. Le jade, le mica, l'amiante, l'asbeste, se fondaient également à ce jet puissant de flamme.

Mais les deux expériences les plus surprenantes du docteur Clarke, furent la fusion de la pierre météorique provenant de celles tombées à l'Aigle et sa conversion en fer; et la réduction en *barium* de la terre de baryte et de ses sels : du nitrate de baryte placé dans une cavité à l'extrémité d'un bâton de charbon, étant exposé au jet allumé de la flamme, il entra en fusion, avec ébullition violente, et l'on distinguait visiblement dans le milieu du liquide bouillant des globules métalliques se formant subitement, et dispa-

raissant de même. En arrêtant la flamme, on trouvait la cavité du charbon tapissée de globules innombrables d'un métal, de la plus grande blancheur et de l'éclat le plus brillant, ressemblant au platine le plus pur après fusion. Quelques-uns de ces globules ayant été détachés, et versés dans l'huile de naphte, ils conservèrent pendant quelque temps leur aspect métallique. Leur pesanteur spécifique était de 4,00.

Le docteur Clarke fondit ensemble un bouton de barium et un bouton de platine, pesant chacun environ 6 centigrammes. L'alliage, de couleur de bronze, pesait 12 centigrammes, ce qui prouve qu'il y avait réellement eu combinaison. L'alliage de barium et de fer est noir et cassant. Le barium est infusible au chalumeau sans addition ; mais, avec le borax, il se dissout comme la baryte, en se colorant en un vert chrysolite, et présentant, étant attaqué par la lime, l'éclat métallique. L'alliage de barium et de cuivre est d'un rouge de vernillon. De la silice mise à l'état de pâte avec de l'huile de lampe, et exposée ainsi dans une cavité de charbon à la flamme, coule promptement en boutons de couleurs diverses. Si on les chauffe en contact avec du fer, on obtient un mélange de silicium et de fer, qui découvre, par l'action de la lime, une surface métallique : le magnésium et le fer peuvent être alliés de la même manière.

Avec les gaz dans les proportions de trois volumes d'hydrogène sur un volume d'oxygène, et en dirigeant le jet allumé de la flamme de ces gaz sur de la baryte pure placée sur un support de schiste, le docteur Clarke a plus récemment revivifié le barium en quantités plus grandes, de manière à pouvoir en examiner pendant quelque temps les propriétés. Il repasse peu-à-peu, cependant, à l'état de baryte pure. Du muriate de rhodium, placé dans un creuset de charbon, laissait le rhodium métallique brillant comme du platine. Il est malléable sur l'enclume. De l'oxide d'urane du Cornouailles fut aussi réduit à l'état métallique.

Nous terminerons cet article par l'exposé de l'expérience suivante du docteur Clarke. Si, après avoir roulé ensemble deux morceaux de dimensions égales de feuille d'étain et de feuille de platine, on place le rouleau sur du charbon, et qu'alors on dirige la flamme d'une bougie vers les bords du rouleau, en les chauffant ainsi presque au rouge, les deux métaux se combineront avec une sorte de force d'explosion, en chassant leurs particules fondues hors du charbon, et avec émission, d'une manière très-surprenante, de lumière et de chaleur. Il restera alors sur le charbon un filament de verre qui, en dirigeant la flamme sur lui, se fondra en un globe très-transparent d'un bleu saphir. De même aussi, le platine et l'étain étant placés l'un sur l'autre, dès que le platine est échauffé, on apercevra une belle lumière bleue se jouant sur la surface de l'étain, qui devient très-irisée avant que le métal se fonde.

CHARBON. Lorsque des substances végétales sont exposées à une forte chaleur dans l'appareil de distillation, le résidu fixe qu'elles laissent s'appelle charbon. Pour les usages généraux, on convertit le bois en charbon, en l'établissant sur un sol préparé à cet effet en forme de pyramide, que l'on recouvre d'argile ou de terre, en y laissant, pour l'accès de l'air, quelques ouvertures, qu'on bouche dès que la masse est bien allumée; par ce moyen, la combustion est entretenue d'une manière imparfaite. Dans la forêt de Benon, près la Rochelle, on apporte un grand soin à la fabrication du charbon; aussi celui qui en provient a-t-il sensiblement plus de valeur que tout autre. Le bois qu'on y emploie est celui de chêne noir, de l'âge de dix à quinze ans. On en débite le tronc aussi bien que les branches en rondins, ou buches non fendues, d'environ un mètre de long, dont les plus grosses cependant ont rarement plus de quinze à dix-huit centimètres de diamètre. L'extrémité des buches qui posent sur le sol est taillée en échancrure, de manière qu'elle ne s'y

appuie que par un bord; on empile les buches à-peu-près debout, mais jamais à plus d'un étage de hauteur. On recouvre entièrement le bois, sur environ dix centimètres d'épaisseur, de gazon sec ou de fougère, avant de le renfermer à la manière ordinaire sous une enveloppe d'argile. Lorsque le bois est converti en charbon, on arrose la pile avec environ un demi-tonneau d'eau, puis on jette de la terre dessus, sur douze ou quinze centimètres d'épaisseur, après quoi on laisse le tout refroidir pendant vingt-quatre heures. Le bois doit toujours être employé dans l'année où il a été coupé.

On a pensé que, dans la carbonisation du bois, il peut s'en convertir une portion en pyrophore, et l'on en a conjecturé, que c'est quelquefois à cette circonstance que sont dues les explosions qui ont lieu dans des moulins à poudre.

On fabrique en grand le charbon, en mettant du bois à l'état d'ignition dans des cylindres de fer, ainsi que je l'ai décrit à l'article ACIDE ACÉTIQUE. Lorsque le charbon qui en provient doit être employé en confection de poudre à canon, il est essentiel de laisser se dégager les dernières portions de vinaigre et de goudron, et de prévenir toute réabsorption de vapeurs, en interrompant la communication entre l'intérieur des cylindres et l'appareil de condensation de l'acide pyrolineux, toutes les fois qu'on retire le feu du fourneau. Si l'on a négligé cette précaution, la poudre faite avec ce charbon serait d'une qualité inférieure.

M. Musher a présenté, dans le troisième volume du *Tilloch's Magazine*, quelques faits importants relativement au charbon. Il observe avec raison que le produit du charbon fabriqué en petit diffère de celui du charbon fait en grand, dans lequel la quantité réduite en charbon dépend plutôt de la dureté et de la compacité de texture du bois, ainsi que de l'adresse des ouvriers en formant la pyramide de fagots, que de la quantité absolue de carbone contenue dans le bois.

On a formé la table qui suit, des résultats réduits à 100 par-

Tome II.

24

ties, d'expériences sur une livre avoir-du-poids (453,5 grammes) de bois.

Parties dans 100.

	Matière volatile.	Charbon.	Cendres.	Charbon d'après	
				M. Proust.	Rumford.
Chêne.	76,895	22,682	0,423	20	43,00
Frêne.	81,260	17,972	0,768	17	"
Rouleau.	80,717	17,491	1,792	"	"
Pin de Norwège.	80,441	19,204	0,555	20	44,18
				Frêne noir.	
Acajou.	73,528	25,492	0,980	25	"
Sycomore.	79,20	19,734	1,066		
				Saufe.	
Houx.	78,92	19,918	1,162	17	
				Cœur de chêne.	
				19	
Pin d'Écosse.	83,095	16,456	0,449		
Hêtre.	79,104	19,941	0,955		
Orme.	79,655	19,574	0,761	"	43,22
Noyer.	78,521	20,663	0,816		
Érable d'Améri-					
que.	79,331	19,901	0,768	"	42,25
Hêtre noir d'Amé-				Gaïac.	
rique.	77,512	21,445	1,033	24	"
Labourne.	74,234	24,586	1,180		
				Peuplier.	
Saufe.	80,371	18,497	1,132		43,57
				Orme.	
Châtaignier.	76,304	23,280	0,416		43,59

Suivant MM. Clément et Desormes, le bois fournit la moitié de son poids de charbon. Je considère comme beaucoup plus exactes, les proportions établies par M. Mushet et par M. Proust. Elles coïncident avec les expériences auxquelles j'ai renvoyé en traitant de l'extraction du vinaigre

du bois. (*Voyez* ACIDE ACÉTIQUE.) M. Proust dit, que les charbons de terre de bonne qualité donnent de 70,75, ou 80 pour cent de charbon ou coke, qui ne laissent après leur combustion, sur cent parties, que deux ou trois parties de cendres.

Le charbon est noir, sonore et cassant. Il conserve, en général, la figure du végétal d'où il été obtenu. Si, cependant, ce végétal consiste en plus grande partie, dans de l'eau ou autres liquides, leur dégagement détruira la connexion des parties plus fixes: Dans ce cas, la quantité de charbon est beaucoup moindre. Le charbon de substances huileuses ou bytumineuses, est sous la forme d'une poudre légère, s'élevant en suie. On désigne par le nom de noir de fumée le charbon provenant des huiles. La combustion de l'alcool fournit un charbon d'une très-belle espèce.

On a opéré dernièrement en France, par un procédé, dit-on, particulier, la conversion de la tourbe en charbon; et d'après M. Sonnini, elle est supérieure au bois pour cette conversion. Le charbon de tourbe s'allume plus lentement que celui de bois, mais il produit plus de flamme et brûle plus long-temps. M. Sonnini fit fondre en huit minutes avec ce charbon, dans un fourneau d'orfèvre, 210 grammes d'or, tandis qu'il ne put fondre cette même quantité d'or avec du charbon de bois qu'en seize minutes. La malléabilité de l'or se conserva aussi dans le premier cas de fusion avec le charbon de tourbe, et il n'en fut pas de même dans le cas de fusion avec le charbon de bois. Le fer chauffé au rouge avec du charbon de tourbe dans une forge, était rendu plus malléable. Le bois étant rare en Angleterre, on y fait un grand emploi, sous le nom de coke, du charbon de houille au-lieu de charbon de bois.

CHAUX. C'est l'oxide de calcium, l'une des terres primitives. Ce sujet a été déjà traité sous le nom de *calcium*. Nous ajouterons ici que, dans la préparation de la poudre de blanchiment, la pierre calcaire magnésienne pourrait être sub-

située avec un très-grand avantage à la chaux ordinaire, et qu'on tirerait cette pierre en abondance de plusieurs contrées de l'Angleterre et de l'Irlande. Il paraît qu'il s'en trouve un peu aussi en Écosse. (*Voyez DOLOMITE.*)

Les plus importantes applications de la chaux sont celles qui ont pour objet l'agriculture et la construction des bâtimens. On a des observations excellentes de sir H. Davy sur ces sujets.

La chaux vive, dans son état de pureté, soit en poudre, ou en dissolution dans l'eau, est nuisible aux plantes. On fait périr l'herbe en l'arrosant avec de l'eau de chaux; mais la chaux, dans son état de combinaison avec l'acide carbonique, est un ingrédient utile dans les sols. On trouve de la terre calcaire dans les cendres du plus grand nombre des plantes; et la chaux, exposée à l'air, ne peut continuer longtemps d'être caustique, parce qu'elle s'unit très-promptement à l'acide carbonique.

Lorsque de la chaux récemment brûlée ou éteinte est mêlée avec une matière végétale fibreuse quelconque, il se produit une forte action entre la chaux et la matière végétale, et ces substances forment ensemble une espèce d'engrais, dont une partie est ordinairement soluble dans l'eau.

Par cette sorte d'opération, la chaux rend nutritive la matière qui auparavant était comparativement inerte; et comme le charbon et l'oxygène existent en abondance dans les matières végétales, ces substances deviennent en-mêmes-temps converties en carbonate de chaux.

La chaux douce ou carbonate de chaux, la pierre calcaire en poudre, les marnes ou les craies, n'exercent point d'action de cette espèce sur la matière végétale; celle que ces corps produisent a pour effet d'empêcher la décomposition trop rapide des substances déjà dissoutes; mais ils n'ont point de tendance à former des matières solubles.

Il est évident, d'après ces circonstances, que l'effet de l'action de la chaux vive et celui de l'action de la marne ou

de la craie, résultent de principes tout-à-fait différens. La chaux vive, dans l'acte qui la fait devenir douce, dispose à la solubilité la matière insoluble : c'est en cela que consistent l'effet de la chaux dans la préparation des terres à blé, et son efficacité pour mettre en bon état de culture tous les sols qui abondent en racines dures, fibres sèches, ou matière végétale inerte.

La solution de la question, si de la chaux vive peut être appliquée à un sol, dépend de la matière végétale inerte qu'il contient. La solution de la question, si de la marne, de la chaux douce, ou de la pierre calcaire réduite en poudre, doivent être mises sur un sol, dépend de la quantité de matière calcaire qui y existe déjà. Tous les sols qui ne font point effervescence avec les acides sont rendus meilleurs par la chaux douce, et, en dernier effet, par la chaux vive ; et les sables plus que les argiles.

Lorsqu'un sol, dans lequel la matière calcaire manque, contient beaucoup d'engrais végétal *soluble*, il faut toujours éviter d'y appliquer de la chaux vive, comme tendant, soit à décomposer les matières solubles en s'unissant à leur carbone et oxygène de manière à devenir chaux douce, soit à se combiner avec les matières solubles et à former des composés ayant moins d'attraction pour l'eau que la substance végétale pure.

Le cas est le même relativement aux engrais contenant le plus de matières animales ; mais l'effet de la chaux est différent dans des circonstances diverses, et il dépend de la nature de la matière animale. La chaux forme une espèce de savon insoluble avec les matières oléagineuses, et alors elle les décompose par degrés en en séparant l'oxygène et le carbone. Elle se combine également avec les acides animaux, et aide probablement à leur décomposition en leur enlevant la matière carbonacée combinée avec l'oxygène, et par conséquent elle doit les rendre moins nutritifs. La chaux tend également, et par les mêmes causes, à diminuer la vertu nutritive de l'albu-

nine ; et toujours elle détruit jusqu'à un certain point l'efficacité des engrais animaux, soit en se combinant avec certains de leurs éléments, soit en les amenant à des arrangements nouveaux. On ne devrait jamais appliquer la chaux avec des engrais animaux, à moins qu'ils ne soient trop riches, ou que l'on ait pour objet de prévenir des émanations nuisibles. L'emploi de la chaux mêlée avec le fumier ordinaire est préjudiciable, en ce qu'il tend à rendre la matière extractive insoluble.

Dans ceux des cas où la fermentation est nécessaire pour retirer de la nourriture des substances végétales, la chaux est toujours efficace, de même que l'écorce des tanneurs.

En ce qui concerne l'application de la pierre calcaire magnésienne, c'est un objet de grand intérêt.

La magnésie ayant pour l'acide carbonique une attraction beaucoup plus faible que la chaux, elle conservera son état de magnésie caustique ou calcinée pendant plusieurs mois, quoique exposée à l'air ; et pendant tout aussi long-temps qu'il reste de la chaux caustique, la magnésie ne peut se combiner avec l'acide carbonique, car la chaux enlève aussitôt cet acide à la magnésie.

Lorsqu'on brûle une pierre calcaire magnésienne, la magnésie est dépouillée de son acide carbonique beaucoup plus promptement que la chaux ; et s'il n'existe pas dans le sol beaucoup de matière végétale ou animale pour fournir, par sa décomposition, de l'acide carbonique, la magnésie restera pendant long-temps à l'état caustique, et, dans cet état, elle agit comme poison sur certains végétaux. Et si l'on peut employer plus de chaux magnésienne sur des sols riches, cela paraît être dû à la circonstance, que la décomposition de l'engrais, dans ces sols, fournit de l'acide carbonique ; mais la magnésie, dans son état doux, c'est-à-dire, complètement combinée avec l'acide carbonique, semble être toujours un constituant utile des sols.

Les dunes du cap Lizard, dans le comté de Cornouailles

en Angleterre , qui contiennent de la terre magnésienne , poussent une herbe verte courte , que paissent des troupeaux qui fournissent d'excellent monton , et les parties cultivées comptent parmi les meilleures terres à blé de ce comté.

Comme ciment , la chaux agit de deux manières : dans son état de combinaison avec l'eau , et dans son état de combinaison avec l'acide carbonique.

De la chaux vive mise rapidement en pâte avec de l'eau pure cesse aussitôt d'être molle , l'eau et la chaux formant ensemble une masse solide cohérente , qui consiste dans une partie d'eau sur trois parties de chaux. Lorsque l'hydrate de chaux , pendant qu'il se consolide , est mêlé avec de l'oxide rouge de fer , de l'alumine ou de la silice , le mélange devient plus dur et plus cohérent que quand la chaux est employée seule ; et il paraît que cet effet est dû à un certain degré d'attraction chimique entre la chaux hydratée et ces corps ; et ils la rendent moins susceptible d'être décomposée par l'action de l'acide carbonique de l'air , et moins soluble dans l'eau.

La base de tous les cimens à employer dans des ouvrages qui sont *recouverts par l'eau* doit consister dans de l'hydrate de chaux ; et de la chaux provenant de pierres calcaires impures convient très-bien dans ce cas. La pouzzolane est principalement composée de silice , d'alumine et d'oxide de fer ; et l'on en fait un mélange avec la chaux pour former les cimens qui doivent être employés sous l'eau. La pouzzolane est une lave décomposée. Le tarras , qui s'importait autrefois en quantités considérables de la Hollande , n'est autre chose que du basalte décomposé. Deux parties de chaux éteinte et une partie de tarras forment la principale partie du mortier employé dans les grandes digues de la Hollande. Les substances qui répondent à tout objet d'emploi de pouzzolane et de tarras se trouvent en abondance dans les îles Britanniques. On peut se procurer en toutes quantités , de la chaussée des Géans , dans le nord de l'Irlande , un excellent tarras rouge ; et le basalte en décompo-

sition est abondant dans plusieurs parties de l'Ecosse, et dans les contrées septentrionales de l'Angleterre dans lesquelles se trouve la houille.

Le ciment de Parker, et les cimens de la même espèce qui se font dans les fabriques d'alun de lord Dundas et de lord Mulgrave, sont des mélanges de matières calcinées ferrugineuses, siliceuses et alumineuses, avec de l'hydrate de chaux.

Les cimens qui agissent en se combinant avec l'acide carbonique, ou les mortiers ordinaires, se font en mêlant ensemble de la chaux éteinte et du sable. Ces mortiers se solidifient d'abord comme hydrates, et ils sont ensuite lentement convertis en carbonate de chaux par l'action de l'acide carbonique de l'air. Tennant trouva qu'un mortier de cette espèce avait regagné, dans l'espace de trois années, un quart, 65 pour cent, de la quantité de gaz acide carbonique qui constitue la proportion définie de cet élément dans le carbonate de chaux. Le mortier des décombres de maisons doit principalement la vertu qu'il a d'être d'un emploi avantageux pour les terrains, au carbonate de chaux qu'il contient et au sable qui s'y trouve; et son état de cohésion le rend particulièrement propre à améliorer les sols argileux.

La dureté du mortier dans les très-anciens bâtimens, dépend de la conversion parfaite de toutes ses parties en carbonate de chaux. Les pierres calcaires les plus pures sont les meilleures à employer dans la confection de ce mortier de construction. Les pierres calcaires magnésiennes font d'excellens cimens pour les travaux d'eau; mais elles agissent avec trop peu d'énergie sur le gaz acide carbonique pour servir à faire de bon mortier ordinaire.

Les Romains préparaient, suivant Pline, leur meilleur mortier un an avant qu'il en fût fait usage, de sorte, qu'il était déjà combiné en partie avec le gaz acide carbonique lorsqu'on l'employait.

Dans la confection de la chaux, il est quelques précautions

particulières à prendre, suivant les différentes espèces de pierres calcaires qu'on doit brûler. En général, un boisseau (environ trente litres de houille) suffit pour faire quatre ou cinq boisseaux de chaux. La pierre calcaire magnésienne exige moins de combustible que la pierre calcaire ordinaire. Dans tous les cas où la pierre calcaire à brûler contient beaucoup de terre alumineuse ou siliceuse, il faut avoir grand soin d'empêcher que le feu ne devienne trop intense, parce qu'alors la chaux se vitrifierait facilement, en conséquence de l'affinité de la chaux pour la silice et l'alumine; et dans les endroits où l'on ne pourrait se procurer d'autres pierres à chaux que celles de cette nature, il importe d'avoir égard à cette circonstance. On peut obtenir une chaux de qualité médiocre à une faible chaleur rouge; mais, chauffée au blanc, cette chaux se fondra en verre.

En général, lorsque des pierres calcaires ne sont pas magnésiennes, leur pureté sera indiquée par la perte de poids qu'elles auront éprouvée en brûlant: plus elles perdent, plus la quantité de matière calcaire qu'elles contiennent est grande. Les pierres calcaires magnésiennes contiennent plus d'acide carbonique que les pierres calcaires ordinaires, et toutes ces pierres perdent au-delà de la moitié de leur poids par la calcination.

Les composés de chaux les plus importants se trouvent traités aux articles des différens acides et combustibles.

• CHAYAYER. C'est la racine de l'*oldenlandia umbellata*, plante qui croît naturellement sur la côte de Coromandel, et qu'on y cultive également pour l'usage des teinturiers et des imprimeurs en calicot. Elle y est employée dans les teintures comme la garance l'est en Europe, et l'on assure qu'elle la surpasse dans son effet, en produisant le beau rouge qu'on admire tant sur les cotons de Madras.

CHENOPODIUM OLIDUM. C'est une plante remaqua-

ble, en ce qu'elle contient, d'après l'examen chimique auquel MM. Lassaigne et Chevallier l'ont soumise, de l'ammoniaque non combinée. Il est probable, suivant eux, que c'est à cet alcali qu'est due l'odeur singulièrement nauséabonde de la plante; odeur qui ressemble à celle de poisson pourri. Si l'on broie la plante avec de l'eau, et qu'après en avoir exprimé ce liquide, on la distille, il passe un fluide contenant le sous-carbonate d'ammoniaque, et une matière oléagineuse qui donne à ce fluide un aspect laiteux. En évaporant jusqu'à consistance d'extrait le suc exprimé du chenopodium, on reconnaît qu'il est alcalin; il semble y avoir présence d'acide acétique. Sa base est considérée comme étant de nature albumineuse. On a aussi annoncé qu'il contient une petite quantité d'osmazome, un peu de résine aromatique, une matière soluble dans l'eau et dans l'alcool, ainsi que plusieurs substances salines. MM. Lassaigne et Chevallier obtinrent pour résultat de leur analyse, qui cependant paraît être un peu compliquée, 1. du sous-carbonate d'ammoniaque, 2. de l'albumine, 3. de l'osmazome, 4. une résine aromatique, 5. une matière amère, 6. du nitrate de potasse en quantité considérable, 7. de l'acétate et du phosphate de potasse, 8. du tartrate de potasse. Ils trouvèrent que 100 parties de la plante desséchée produisent 18 parties de cendres, dont 5,5 parties sont de la potasse.

CHIASTOLITE. C'est le nom donné à un minéral qui se présente cristallisé sous la forme de prismes tétraédres, à-peu-près rectangulaires. En regardant dans l'extrémité du prisme, on observe dans son axe un prisme noirâtre, entouré d'un autre prisme grisâtre, rougeâtre, ou jaunâtre. De chaque angle des prismes intérieurs s'étend une ligne noire à l'angle correspondant du prisme extérieur. Dans chacun de ces angles extérieurs, il se trouve ordinairement un petit espace rhomboïdal, rempli de la même substance de couleur foncée, qui compose le prisme central. La matière noire est la même

argile schisteuse avec la roche dans laquelle la chiasolite est engagée. La cassure de ce minéral est lamelleuse avec double clivage. Il est translucide et rayant le verre. Frotté sur un bâton de cire à cacheter, il donne l'électricité négative. Sa pesanteur spécifique est de 2,94. Au chalumeau, il se convertit en un émail blanchâtre. Le seul minéral avec lequel la chiasolite, ou macle, peut être confondue, si elle n'était pas cristallisée, est la stéatite ; mais celle-ci donne, avec la cire à cacheter, l'électricité positive. On a trouvé la chiasolite, en France, auprès de Saint-Brieux en Bretagne, dans les Pyrénées, dans la vallée de Barèges, et, en Espagne, dans la Galice, près Saint-Jacques-de-Compostelle. Le cristal noir intérieur peut être considéré comme étant un prisme tétraèdre allongé.

CHIMIE. On peut définir ainsi la chimie : c'est la science qui a pour objet de déterminer la composition des corps, et de reconnaître les changemens permanens qui résultent des actions qu'ils exercent réciproquement entre eux.

CHLORATES. C'est le nom par lequel on distingue les composés de l'acide chlorique avec les bases salifiables. (*Voyez ACIDE CHLORIQUE.*)

CHLORE. L'introduction de ce terme en chimie marque une ère dans cette science. Il tire son origine des importantes recherches de sir H. Davy sur le gaz acide oximuriatique, gaz acide muriatique oxygéné de l'école française ; substance que, d'après sa résistance aux moyens de décomposition les plus puissans qu'il put imaginer et lui appliquer, il déclara être, conformément à la véritable logique de la chimie, un corps élémentaire, et non un composé d'acide muriatique et d'oxygène, ainsi qu'on l'avait précédemment établi, et que son nom semblait le dénoter. Il assigna, en conséquence, le nom de *chlore* à cette substance, comme désignant sa cou-

leur; et ce nom est aujourd'hui généralement adopté. La théorie chlorodique de combustion, quoique plus limitée dans ses applications aux phénomènes chimiques de la nature que la théorie antiphlogistique de Lavoisier, peut être justement considérée comme étant d'une égale importance pour l'avancement de la science elle-même.

On trouve, dans la seconde partie des Transactions philosophiques pour 1808, un exposé des recherches de sir H. Davy sur l'acide muriatique oxigéné, sa nature et ses combinaisons, dont je crois devoir présenter ici quelques extraits intéressans.

« J'ai déjà rendu compte, dans la leçon bakérienne pour 1803, dit sir H. Davy, de l'action du potassium sur le gaz acide muriatique; action d'où résulte une production d'hydrogène en quantité qui excède le tiers du volume du gaz; et j'établis alors que, dans aucun cas, on ne peut obtenir l'acide muriatique de l'acide muriatique oxigéné, ou des muriates secs, à moins qu'il n'y ait présence d'eau ou de ses élémens.

« Dans le second volume des Mémoires d'Arcueil, MM. Gay-Lussac et Thénard ont présenté le détail d'une série très-étendue de faits sur la nature et les propriétés de l'acide muriatique et de l'acide muriatique oxigéné. Quelques-unes de leurs expériences se trouvent semblables à celles dont j'ai rendu compte; les autres leur sont propres, et d'un très-grand intérêt. Ils tirent de ces expériences la conclusion générale, que l'acide muriatique contient environ le quart de son poids d'eau, et que l'acide muriatique oxigéné ne peut être décomposé par aucun autre corps que l'hydrogène, ou que par ceux qui peuvent former des composés triples avec lui.

« L'un des faits les plus remarquables que j'aie eu lieu d'observer à ce sujet, fait que j'ai ci-devant relaté, est que le charbon, porté même à l'état d'ignition au blanc, au moyen de l'appareil voltaïque, dans le gaz acide muriatique

oxigéné ou dans le gaz acide muriatique, ne fait éprouver aucune altération à l'un ou l'autre de ces gaz, si le charbon a été préalablement dépouillé d'hydrogène et d'humidité en le calcinant au feu le plus violent dans le vide.

« Cette expérience, que j'ai plusieurs fois répétée, me porta à douter de l'existence de l'oxigène dans l'acide muriatique oxigéné, qu'on a supposé le contenir plus que toute autre substance, dans un état où il tend à s'en séparer avec facilité, et ce doute me détermina à entreprendre, pour découvrir dans ce corps la présence de ce principe, des recherches encore plus rigoureuses que celles qui avaient été faites jusqu'alors à ce sujet ».

Ce fut d'après les résultats de ces nouvelles expériences de sir H. Davy, dont il rendit compte en novembre et décembre 1810 à la Société bakérienne et à la Société royale, et dont le détail fut publié dans la première partie de leurs Transactions pour 1811, que ce savant annonce avoir enfin reconnu la véritable nature de l'acide muriatique oxigéné, et s'être assuré de la manière la plus évidente qu'il ne peut être décomposé, et que par conséquent c'est un corps simple. Cette manière de voir de sir H. Davy ne fut que lentement admise par les chimistes, qui se montrèrent d'abord peu disposés à accéder à son opinion. L'hypothèse de Lavoisier sur la combustion, qui n'était autre chose, suivant lui, que la combinaison de l'oxigène avec une base, prévalait alors dans l'enseignement, ainsi qu'il en avait été précédemment de l'hypothèse de Stahl. Dans celle-ci, tous les corps combustibles étaient supposés pénétrés d'un principe appelé *phlogistique*, qui, transmis, soit par dégagement dans les cas de production de chaleur et lumière, soit tranquillement, à un corps incombustible, lui communiquait cette faculté de combustibilité. Cette hypothèse de Stahl sur la combustion est la plus facile à comprendre, et *peut* encore être vraie, tandis que, comme proposition générale, celle de Lavoisier est certainement fautive.

Sir H. Davy publia, en 1812, ses *Elements of Chemical Philosophy*, où se trouve un exposé systématique de ses nouvelles doctrines, relativement à la combinaison des corps simples. Le chlore y est placé au même rang que l'oxygène, et finalement retiré de la classe des acides. En 1815, M. Thénard publia le premier volume de son *Traité élémentaire de chimie théorique et pratique*. Ce chimiste distingué, collaborateur de M. Gay-Lussac dans ces savantes recherches sur les alcalis et sur l'acide muriatique oxygéné, qui offrent une rivalité honorable dans leurs travaux et ceux de sir H. Davy, établit, page 584 du volume ci-dessus, la composition de l'acide muriatique oxygéné, ainsi qu'il suit :

« *Composition.* Le gaz acide muriatique oxygéné contient la moitié de son volume de gaz oxygène, en n'y comprenant pas celui qu'on peut supposer exister dans l'acide muriatique. Il s'ensuit qu'il est formé de 1,9183 d'acide muriatique, et de 0,5517 d'oxygène ; car la pesanteur spécifique du gaz acide muriatique oxygéné est 2,47, et celle du gaz oxygène 1,1054 ». M. Chenevix déterminâ le premier la proportion des principes constituans de l'acide muriatique oxygéné. MM. Gay-Lussac et Thénard l'établirent plus exactement, et ils firent voir qu'on ne peut décomposer le gaz acide muriatique oxygéné qu'en le mettant en contact avec un corps capable de s'unir avec les deux élémens de ce gaz, ou avec l'acide muriatique. Ils annonçaient en-même-temps pouvoir expliquer tous les phénomènes, que l'acide muriatique oxygéné présente, dans l'une comme dans l'autre hypothèse que c'est un corps simple, ou un corps composé. Cependant cette dernière manière de le considérer leur paraissait plus probable. Sir H. Davy, au contraire, adoptait la première hypothèse, l'admettait exclusivement, et cherchait à fortifier son opinion par des expériences qui lui sont propres ». Page 585.

Dans le second volume ci-dessus cité de M. Thénard, publié en 1814, il explique ainsi l'action réciproque du chlore et de l'ammoniaque : « On peut démontrer, par ce dernier

procédé, que le gaz muriatique oxygéné doit contenir la moitié de son volume d'oxygène, uni à l'acide muriatique ». Page 147. Dans le quatrième volume, qui parut en 1816, on trouve le passage suivant :

« *Gaz muriatique oxygéné.* Le gaz muriatique oxygéné, en se combinant avec les métaux, donne naissance aux muriates neutres. Or, 107,6 d'oxide d'argent contiennent 7,6 d'oxygène, et absorbent 26,4 d'acide muriatique pour passer à l'état de muriaté neutre. En conséquence, 348 de ce dernier acide, supposé sec, et 100 d'oxygène forment le gaz muriatique oxygéné. Mais la pesanteur spécifique de l'oxygène est 1,1034, et celle du gaz muriatique oxygéné est 2,47; d'où il suit, que ce dernier contient la moitié de son volume d'oxygène ». Page 52.

La force des démonstrations, pendant six ans, de sir H. Davy, commença à faire impression sur l'esprit des chimistes philosophes; c'est ce qu'indique une note ajoutée au passage ci-dessus. « Nous raisonnons ici, dit M. Thénard, dans l'hypothèse qui consiste à considérer le gaz muriatique oxygéné comme un corps composé ». A la fin du volume, et parmi les additions, l'attachement à l'ancienne théorie de Lavoisier et de Berthollet s'affaiblit évidemment, ainsi qu'on peut le voir par ce qui y est dit : « Un assez grand nombre des souscripteurs pour cet ouvrage ayant témoigné le désir d'y trouver une explication détaillée des phénomènes que présente le gaz muriatique oxygéné, dans la supposition que ce gaz est un corps simple, nous allons en rendre compte dans cette supposition, en les examinant avec attention. Le gaz muriatique oxygéné prendra le nom de *chlore*; ses combinaisons avec le phosphore, le soufre, l'azote, les métaux, s'appelleront *chlorures*; l'acide muriatique résultant de parties égales en volume des gaz hydrogène et muriatique oxygéné sera *acide hydrochlorique*; l'acide muriatique suroxygéné sera *acide chloreux*, et le muriatique hyperoxygéné, *acide chlorique*, le premier pouvant être comparé à l'acide hydriodique, et le

dernier à l'acide iodique ». Il paraîtrait donc , d'après ce passage, que, loin que la théorie du *chlore* ait pris naissance en France , c'est seulement par les recherches sur l'iode , si admirablement dirigées par M. Gay-Lussac , et parce qu'elles ajoutaient aux atteinues déjà portées contre l'hypothèse de l'oxygène , que ses partisans se rendirent à l'évidence de celle avancée par sir H. Davy. Il peut être particulièrement intéressant de faire ressortir ici cette évidence par un exposé général des recherches , à ce sujet , de sir H. Davy.

Ce savant soumit le gaz muriatique oxygéné à l'action d'un grand nombre de combustibles simples , ainsi que de métaux ; et, des composés qui en résultaient , il essaya , au moyen de pouvoirs les plus énergiques d'affinité , et par l'électricité voltaïque , d'en séparer de l'oxygène , mais sans avoir pu y réussir , ainsi qu'on le verra ci-après.

Si l'on introduit du gaz acide muriatique oxygéné dans un vaisseau vidé d'air , contenant de l'étain , en chauffant doucement l'étain , et le gaz étant en quantité suffisante , l'étain et le gaz disparaissant , et il se forme un liquide limpide qui est précisément le même que la liqueur de Libavius. Si cette substance est une combinaison d'acide muriatique et d'oxide d'étain , l'oxide d'étain devait en être séparé au moyen de l'ammoniaque. Sir H. Davy mit en contact du gaz ammoniacal sur le mercure , avec une petite quantité de la liqueur de Libavius , il fut absorbé avec une grande chaleur ; il n'y eut production d'aucun gaz , et le résultat fut une substance solide d'un blanc terne. On en fit chauffer une portion , afin de s'assurer si cette substance contenait de l'oxide d'étain ; mais cette portion se volatilisa en totalité par la chaleur , en répandant des fumées épaisses piquantes.

Une autre expérience du même genre , faite avec beaucoup de soin , et dans laquelle l'ammoniaque avait été employée en grand excès , prouva que la liqueur de Libavius ne peut pas être décomposée par l'ammoniaque ; mais qu'elle forme une nouvelle combinaison avec cette substance.

Sir H. Davy fit une quantité considérable du composé solide provenant d'acide muriatique oxigéné et de phosphore par combustion, et il satura ce composé avec de l'ammoniaque, en le chauffant dans un vaisseau convenable, rempli de gaz ammoniacal, sur lequel il agissait avec une grande énergie, avec production de beaucoup de chaleur; et il se forma une poudre d'un blanc opaque. Dans la supposition que cette poudre était composée des muriates et phosphates secs d'ammoniaque, comme le muriate d'ammoniaque est très-volatil, et qu'il suffit d'une température au-dessous de la chaleur rouge, pour séparer l'ammoniaque de l'acide phosphorique, sir H. Davy conçut qu'en mettant la poudre obtenue à l'état d'ignition, il pourrait se procurer de l'acide phosphorique. Il introduisit, en conséquence, de cette poudre dans un tube de verre vert, qu'il chauffa au rouge sans aucun contact avec l'air, au moyen d'une lampe à l'alcool; mais il trouva, à son grand étonnement, que cette substance n'était nullement volatile ni décomposable à ce degré de chaleur, et qu'elle ne fournissait point de matière gazeuse. Cette circonstance, qu'une substance principalement composée d'acide muriatique oxigéné et d'ammoniaque, résistait à la décomposition, ou à tout changement, à une température aussi élevée, le porta à examiner avec une attention particulière ce corps nouveau.

Il a été dit, et établi comme fait par un grand nombre de chimistes, que, par l'action réciproque de l'acide muriatique oxigéné et de l'ammoniaque, il y a de l'eau formée: sir H. Davy fit plusieurs fois l'expérience, et il acquit la conviction qu'il n'en est pas ainsi.

Il mêla ensemble, à volumes égaux, de l'hydrogène sulfuré, dans un grand degré de pureté, et du gaz muriatique oxigéné, l'un et l'autre bien desséchés. Dans ce cas, la condensation ne fut pas d'un quarantième; il se forma, sur les parois du vaisseau, du soufre qui semblait contenir un peu d'acide muriatique oxigéné; il ne se déposa point de

vapeur; le gaz résidu consistait, pour environ les dix-neuf vingtièmes, dans du gaz acide muriatique, et le surplus était inflammable.

Lorsqu'on présente l'acide muriatique oxygéné à l'action de l'hydrogène, en volume à-peu-près égal à celui de l'acide, il y a combinaison entre ces deux corps, et il en résulte du gaz acide muriatique. Lorsqu'on fait agir le mercure, ou tout autre métal, sur le gaz acide muriatique, l'acide muriatique oxygéné est séparé de l'hydrogène par l'affinité plus forte du métal, et il se produit un oxi-muriate exactement semblable à celui formé par combustion.

L'action de l'eau sur ces composés, ordinairement considérés comme muriates, ou comme muriates secs, mais qu'on doit plus convenablement regarder comme des combinaisons d'acide muriatique oxygéné, avec des bases inflammables, peut s'expliquer aisément dans cette manière de voir sur le sujet. Lorsqu'on ajoute de l'eau, en certaines quantités, à la liqueur de Libavius, on obtient une masse solide cristallisée, avec laquelle on peut se procurer, au moyen de l'ammoniaque, de l'oxide d'étain et du muriate d'ammoniaque. Dans ce cas, on peut concevoir, qu'il est fourni de l'oxygène à l'étain, et de l'hydrogène à l'acide muriatique oxygéné.

Le composé formé par la combustion du phosphore dans l'acide muriatique oxygéné, est dans un rapport semblable relativement à l'eau. Si l'on y ajoute de ce liquide, ce composé se résout en deux acides puissans; on peut supposer alors qu'il y a eu de l'oxygène fourni au phosphore pour former l'acide phosphorique, et de l'hydrogène à l'acide muriatique oxygéné, ce qui a produit du gaz acide muriatique ordinaire.

Sir H. Davy soumit du gaz muriatique oxygéné à de fortes explosions électriques, au moyen de pointes de platine, et pendant plusieurs heures consécutives; mais il ne paraissait pas éprouver le plus léger changement.

Il fit agir pendant quelques heures sur les oxy-muriates de phosphore et de soufre le courant énergique d'un appareil voltaïque de mille plaques doubles; il n'y eut d'autre séparation de gaz qu'un dégagement d'une très-petite quantité d'hydrogène, qu'il fut disposé à attribuer à la présence d'humidité dans l'appareil employé; car il obtint une fois de l'hydrogène de la liqueur de Libavius, en opérant de la même manière; mais il s'assura que cet hydrogène était dû à la décomposition d'eau adhérente au mercure; et, dans quelques-unes de ses dernières expériences, où il employa deux mille plaques doubles, dans lesquelles la décharge se faisait de fils de platine, en se servant, pour tenir la liqueur renfermée, de mercure bouilli avec soin, il ne se produisit aucune matière élastique permanente.

Il est peu de substances, peut-être, qui donnent moins lieu que l'acide muriatique oxygéné à être considérée comme acide; cependant nous ne sommes pas encore en droit de dire qu'il a été décomposé; et comme sa tendance de combinaison le porte à s'unir avec les matières inflammables pures, il peut se faire qu'il appartienne à la même classe de corps que l'oxygène.

Dans le fait, ne peut-il pas être un principe particulier acidifiant et dissolvant, capable de former avec les corps combustibles des composés analogues aux acides contenant l'oxygène, ou oxides, dans leurs propriétés ou pouvoirs de combinaison, mais différant d'eux en ce qu'ils sont, pour la plupart, décomposables par l'eau? Dans cette hypothèse, l'acide muriatique peut être considéré comme ayant l'hydrogène pour base, et l'acide muriatique oxygéné comme son principe acidifiant, et le sublimé phosphorique comme ayant pour base le phosphore, et l'acide muriatique oxygéné, comme sa matière acidifiante; l'on pourra regarder comme corps analogues la liqueur de Libavius, ainsi que les composés d'arsenic avec l'acide muriatique oxygéné. Les combinaisons de l'acide muriatique oxygéné avec le plomb, l'argent, le

mercure, le potassium et le sodium, deviendraient, dans cette manière de voir, une classe de corps se rapportant plus aux oxides qu'aux acides dans leurs puissances d'attraction. *Blak's Lect.* 1808.

Des combinaisons des métaux ordinaires avec l'oxygène et le gaz muriatique oxygéné.

Dans toutes ses expériences, sir H. Davy se servait de petites cornues de verre vert, d'une capacité de 50 à 100 centimètres cubes, et garnies de robinets. Après avoir introduit les substances métalliques dans la cornue, et y avoir alors fait le vide, on la remplissait du gaz que l'on voulait faire agir sur la substance; la chaleur y était ensuite appliquée au moyen d'une lampe à l'alcool; et, après refroidissement, le gaz résidu était analysé.

Tous les métaux que sir H. Davy essaya ainsi, excepté l'argent, le plomb, l'étain, le nickel, le cobalt et l'or, étant chauffés, brûlaient dans le gaz muriatique oxygéné, et les métaux volatils avec flamme; l'arsenic, l'antimoine, le tellure et le zinc avec flamme blanche; le mercure avec flamme rouge; l'étain devint à l'état d'ignition au blanc, le fer et le cuivre au rouge; le tungstène et le manganèse au rouge obscur. Le platine fut à-peine attaqué à la chaleur de la fusion du verre.

Le produit, en opérant avec le mercure, fut du sublimé corrosif; celui résultant du zinc ressemblait par sa couleur au produit fourni par l'antimoine, mais il était beaucoup moins volatil.

Avec l'argent et le plomb, il y eut production d'argent corné et de plomb corné; et avec le bismuth, le produit fut du beurre de bismuth.

En soumettant des oxides métalliques à l'action du gaz muriatique oxygéné, sir H. Davy trouva, que ceux de plomb, d'argent, d'étain, de cuivre, d'antimoine, de bismuth et de tellure étaient décomposés à une chaleur,

au-dessous du rouge, mais les oxides des métaux volatils plus facilement que ceux des métaux fixes. Les oxides de cobalt et de nickel furent à-peine attaqués à la chaleur d'un rouge obscur. L'oxide rouge de fer ne fut pas affecté à une forte chaleur rouge, tandis que la décomposition de l'oxide noir avait aisément lieu à une température beaucoup plus basse. L'acide arsenical n'éprouva aucun changement à la plus forte chaleur qu'il fut possible de produire dans la cornue de verre, tandis que l'oxide blanc était facilement décomposé.

Dans les cas où il y eut dégagement de gaz oxigène, on trouva, que la quantité en était exactement la même que celle qui avait été absorbée par le métal. Ainsi deux grains (12,9 centigrammes) d'oxide rouge de mercure absorbaient neuf dixièmes d'un pouce cube (environ 15 centimètres cubes) de gaz muriatique oxigéné, et fournissaient 0,45 d'oxigène. La même quantité de l'oxide olive foncé, provenant du calomel (protoxide de mercure) décomposé par la potasse, absorbait environ $\frac{24}{100}$ de gaz muriatique oxigéné, et fournissait $\frac{34}{100}$ d'oxigène; dans l'un et l'autre cas, le sublimé corrosif était également le produit de l'opération.

Dans la décomposition de l'oxide blanc de zinc, l'oxigène expulsé était exactement égal à la moitié du volume du gaz muriatique oxigéné absorbé. Dans les cas de décomposition de l'oxide noir de fer et de l'oxide blanc d'arsenic, il se présenta des changemens d'une espèce très-remarquable. Il n'y eut, dans l'un ou l'autre cas, aucun dégagement d'oxigène; mais, dans l'un, il se forma du beurre d'arsenic et de l'acide arsenical, et dans l'autre, le sublimé ferrugineux et de l'oxide rouge de fer.

*Conclusions et observations générales déduites
d'expériences.*

Le gaz muriatique oxigéné se combine avec les corps

inflammables, et forme ainsi de simples composés binaires; et, dans ces cas, lorsqu'il agit sur des oxides, il donne lieu à l'expulsion de leur oxygène, ou il le force d'entrer dans des combinaisons nouvelles.

* Si l'on disait que l'oxygène provient de la décomposition du gaz muriatique oxygéné, et non des oxides, on pourrait demander comment il se fait que c'est toujours la quantité contenue dans l'oxide? et pourquoi, dans certains cas, tels que ceux des peroxides de potassium et de sodium, la quantité d'oxygène dégagé n'est point en rapport avec celle du gaz muriatique oxygéné?

S'il existait une matière acide quelconque dans le gaz muriatique oxygéné, combinée avec l'oxygène, elle devrait se manifester dans le liquide composé d'une proportion de phosphore et de deux proportions de gaz muriatique oxygéné; car ce liquide, en le considérant ainsi, devrait consister en acide muriatique (dans l'ancienne hypothèse, privé d'eau), et en acide phosphorique; mais cette substance ne produit aucun effet sur le papier de tournesol; et, dans les circonstances ordinaires, elle n'a point d'action sur des bases alcalines fixes telles que de la chaux sèche ou de la magnésie. Le gaz muriatique oxygéné doit être, ainsi que l'oxygène, combiné en grande quantité avec une matière inflammable particulière pour former une matière acide. Dans son état d'union avec l'hydrogène, il rougit à l'instant, quoique corps gazeux, le papier de tournesol le plus sec; agissant d'une manière contraire à celle des acides, il expulse l'oxygène des protoxides, et se combine avec les peroxides.

Lorsqu'on brûle du potassium dans le gaz muriatique oxygéné, il se produit un composé sec. Si le potassium employé est combiné avec l'oxygène, alors tout l'oxygène est expulsé et le même composé est formé. Ce serait faire un raisonnement contraire à la saine logique de dire, que cette quantité exacte d'oxygène est émise d'un corps que nous ignorons être composé, lorsque nous sommes certains de son

existence dans un autre : et tous les cas peuvent être mis en parallèle.

Schéele expliquait la faculté de blanchir qu'a le gaz muriatique oxigéné, par la supposition qu'il détruisait les couleurs, en se combinant avec le phlogistique. Berthollet considéra l'effet de son action dans ce cas comme résultant de ce qu'il fournit de l'oxigène. Sir H. Davy fit une expérience qui semble prouver que le gaz pur est incapable d'enlever les couleurs végétales, et qu'il agit uniquement dans le blanchiment en vertu de la propriété qu'il a de décomposer l'eau, et d'en séparer l'oxigène.

Ayant rempli de gaz muriatique oxigéné un ballon de verre contenant du muriate de chaux sec en poudre, il introduisit dans un autre ballon contenant aussi du muriate de chaux sec, du papier sec teint avec le tournesol, et qui venait d'être chauffé. Au bout de quelque temps, ce dernier ballon fut vidé d'air et réuni avec le ballon contenant le muriatique oxigéné, et au moyen d'une disposition appropriée de robinets, le papier fut exposé à l'action du gaz. Il ne changea pas de couleur, et, au bout de deux jours, on pouvait à-peine y apercevoir quelque altération.

Du papier de tournesol sec semblable, introduit dans le gaz qui n'avait pas été exposé au muriate de chaux, fut à l'instant rendu blanc.

Il a été généralement établi, dans les ouvrages de chimie, que le gaz muriatique oxigéné est susceptible d'être condensé et peut cristalliser à une basse température. Sir H. Davy a reconnu par plusieurs expériences qu'il n'en est pas ainsi. La dissolution dans l'eau du gaz muriatique oxigéné se congèle plus aisément que l'eau pure; mais le gaz pur, desséché par du muriate de chaux, n'éprouve aucun changement quelconque à une température de 40° au-dessous de 0° Fahrenheit (— 40 degrés centigrades). L'erreur à ce sujet semble être provenue de ce que le gaz aura été exposé au froid dans des flacons contenant de l'humidité.

être réputés contenir ni de l'acide muriatique, ni de l'oxygène. Ainsi la liqueur de Libavius, quoiqu'elle soit convertie en muriate par l'eau, contient seulement de l'étain et du gaz muriatique oxygéné; et l'argent corné ne semble pas pouvoir être converti en un véritable muriate ». *Blak's Lecture*. 1811.

Nous allons à-présent présenter sommairement l'exposé du mode de préparation du chlore et de ses propriétés.

Après avoir mêlé dans un mortier trois parties de sel commun et une partie d'oxide noir de manganèse, ce mélange est introduit dans une cornue de verre, et l'on y ajoute deux parties d'acide sulfurique. Il s'échappera un gaz qu'il faut recueillir dans l'appareil pneumatique, une douce chaleur aidera le dégagement. Dans la pratique, le mélange ci-dessus, prenant une consistance pâteuse, est susceptible de se repandre en bouillant dans le col de la cornue. Un mélange d'acide muriatique liquide et de peroxide de manganèse convient donc mieux pour la production du chlore. Il suffit d'une très-légère chaleur pour l'expulsion du gaz hors de la cornue. Au-lieu de manganèse, on peut faire emploi d'oxide rouge de mercure ou d'oxide pur de plomb.

Ce gaz est, ainsi qu'on l'a déjà remarqué, d'une couleur jaune verdâtre, qui se reconnaît aisément à la lumière du jour, quoiqu'on puisse à-peine la distinguer à la lumière des bougies. Il a une odeur et une saveur désagréables, fortes, et tellement caractérisées, qu'il est impossible de ne pas les distinguer de l'odeur et de la saveur de tout autre gaz. Lorsqu'on respire ce gaz, quoique beaucoup étendu dans l'air, il cause un sentiment de strangulation, resserre la poitrine, et produit un véritable rhume de cerveau. Respiré en plus grande quantité, il excite une toux violente avec crachement de sang, et il détruit promptement la vie au milieu de douleurs très-vives. Sa pesanteur spécifique est de 2,4755. Cette pesanteur se déduit plus convenable-

ment de celles des gaz hydrogène et acide muriatique, que du poids direct du chlore, à raison de l'impossibilité qu'il y a de le retenir renfermé sur le mercure. L'addition d'un volume d'hydrogène à un volume de chlore forme deux volumes du gaz acide. D'où il suit, que si de deux fois la pesanteur spécifique du gaz acide muriatique $= 2,5427$, on retranche la pesanteur spécifique du gaz hydrogène $= 0,0694$, la différence, $2,4733$ est la pesanteur spécifique du chlore. Un décimètre cube du chlore, à la température et sous la pression atmosphérique moyennes, pèse $2,982$ grammes.

Le chlore, parfaitement sec, ne produit aucun changement sur les couleurs végétales sèches. A l'aide d'un peu d'humidité, il les blanchit en un blanc jaunâtre. Schéele observa le premier dans le chlore cette propriété de blanchir. Berthollet en fit l'application à l'art du blanchiment en France; et, d'après lui, M. Watt introduisit ce mode de blanchiment en Angleterre.

Si l'on immerge rapidement une bougie allumée dans le chlore à l'état de gaz, elle y brûle très-vivement, avec une flamme d'un rouge foncé, et beaucoup de fumée. La bougie ne brûlerait pas à la surface du gaz; d'où il suit, qu'y étant lentement introduit, elle peut s'éteindre. Les métaux alcalins, de même que le cuivre, l'étain, l'arsenic, le zinc, l'antimoine, en lames minces ou en limaille, brûleront spontanément dans le chlore; il en résulte des chlorures métalliques. Le phosphore aussi y prend feu aux températures ordinaires, et devient un chlorure. Le soufre peut être chauffé dans le gaz jusqu'au point d'être fondu sans y brûler. Il forme un chlorure liquide d'un rouge brun. Le chlore bien sec n'est altéré par aucun changement de température. Renfermé dans une fiole avec un peu d'humidité, il se solidifie en aiguilles cristallines, même à environ $4,5$ centigrades au-dessus de zéro.

Suivant M. Thénard, l'eau à la température de 20 degrés centigrades, et sous la pression de $0^{\circ},76$, condense une fois

et demie son volume de chlore, et il se forme ainsi du chlore *aqueux*, autrefois appelé acide muriatique oxygéné liquide. Cette combinaison du chlore à l'état de gaz avec l'eau, s'opère le mieux dans le second flacon d'un appareil de Woulfe, dont le premier est chargé d'un peu d'eau pour intercepter le gaz acide muriatique; le troisième, contenant une lessive de potasse ou de lait de chaux, pour condenser le gaz surabondant. Un kilogramme de sel marin, faisant partie du mélange dont est chargé le matras ou la cornue pour une opération, est, suivant M. Thénard, bien plus que suffisant pour saturer de chlore dix à douze litres d'eau. On trouve dans l'ouvrage de Berthollet, ayant pour titre, *Éléments de l'Art de la Teinture*, vol. I, p. 220, la description d'un appareil très-ingénieux pour faire le chlore liquide; appareil, cependant, auquel l'heureuse idée de la substitution de chaux éteinte à l'eau, par M. Georges Tennant, de Glasgow, a apporté quelque changement dans son emploi pour les objets de manufacture. Le chlore liquide se congèle à la température de 4,4 degrés centigrades au-dessus de zéro, et il s'y forme des lames cristallines d'un jaune foncé, contenant plus de chlore et moins d'eau que la combinaison liquide elle-même. Il s'ensuit, que lorsqu'on fait passer du chlore à travers de l'eau à des températures inférieures à celle de 4,4 degrés centigrades, ce liquide finit par se prendre en une masse concrète, qui, à une douce chaleur, se liquéfie avec effervescence, due à l'excès du chlore qui se dégage.

Lorsqu'on fait passer ensemble de la vapeur d'eau et du chlore à travers un tube de porcelaine rouge de feu, il y a production d'acide muriatique et dégagement de gaz oxygène. On obtient un résultat semblable en exposant du chlore liquide aux rayons solaires; avec cette différence, qu'alors il se forme un peu d'acide chlorique. D'après cela, il faut tenir le chlore liquide dans un lieu obscur. Cette dissolution du chlore dans l'eau attaque presque tous les métaux

à la température ordinaire de l'atmosphère, formant ainsi des muriates ou chlorures, et avec dégagement de chaleur. Elle a l'odeur, la saveur et la couleur du chlore gazeux, et elle agit de la même manière sur les couleurs végétales et animales. Sa saveur est un peu astringente, mais sans le moindre goût d'acidité.

Lorsqu'on met, à la température ordinaire, un mélange de chlore gazeux et de gaz hydrogène dans un lieu parfaitement obscur, ce mélange n'éprouve aucune espèce d'altération, même dans l'espace d'un grand nombre de jours. Mais si, à cette même température, on expose le mélange à la lumière diffuse, peu-à-peu l'hydrogène et le chlore entrent en combinaison chimique, et forment du gaz acide muriatique (*gaz hydro-chlorique*). Le volume des deux gaz reste le même; mais on reconnaît que le mélange a changé de nature, à ce qu'il absorbe rapidement l'eau, qu'il ne fait pas explosion au contact d'une bougie allumée, et que la nuance de couleur de chlore a disparu. Pour opérer la décoloration complète du mélange, il faut, au bout de deux ou trois jours, l'exposer pendant quelques minutes à l'action directe des rayons solaires. Si c'est d'abord qu'on le soumet à cette intensité de lumière, le mélange s'enflammera et détonnera tout-à-coup avec une grande violence, en se transformant instantanément en gaz acide muriatique ou hydro-chlorique. La même combinaison avec explosion est produite par l'étincelle électrique, et en plongeant dans le mélange une bougie allumée. Une température de 200 degrés centigrades suffit, suivant M. Thénard, pour donner lieu à l'explosion du mélange, dont les proportions convenables sont d'un volume égal de chaque gaz. Le chlore et l'azote se combinent en un composé détonant remarquable, par l'exposition du chlore gazeux à la dissolution d'un sel ammoniacal. (*Voyez Azote.*)

Le chlore est l'agent le plus puissant à employer pour la destruction des *miasmes* pestilentiels. C'est ce gaz qui

se dégage des appareils désinfectans de Guyton - Morveau.

CHLOREUX et CHLORIQUE (OXIDES), ou protoxide et deutoxide de chlore. Ces deux composés importants furent découverts l'un et l'autre par sir H. Davy.

1.^o *Protoxide*. Les expériences qui le conduisirent à la connaissance du premier de ces corps furent entreprises par suite de la différence qu'il avait remarquée exister entre les propriétés du chlore préparé de différentes manières. Le mémoire où la production et les propriétés de l'oxide chloreux sont décrites, fut publié dans la première partie des *Transactions Philosophiques* pour 1811. On prépare ce protoxide de chlore en mettant du chlorate de potasse dans une petite cornue, et en y versant sur le sel deux fois autant d'acide muriatique étendu d'un volume égal d'eau qu'il en faut pour le recouvrir. Par l'application d'une douce chaleur, le gaz est dégagé, et il doit être recueilli sur le mercure.

Ce gaz est d'une teinte beaucoup plus vive et plus jaune que le chlore, et c'est pour exprimer cette circonstance que sir H. Davy proposa de lui donner le nom d'*euchlorine*. Son odeur est particulière, et se rapproche de celle du sucre brûlé. Ce gaz n'est pas respirable; l'eau en absorbe 8 ou 10 fois son volume. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'air ordinaire comme 2,40 est à 1; car un décimètre cube de ce gaz pèse, suivant sir H. Davy, environ 5 grammes. Si le gaz composé résulte de 4 volumes de chlore + 2 volumes d'oxygène, pesant 12,1154, qui éprouvent une condensation d'un sixième, alors la pesanteur spécifique devient celle de 2,425; ce qui s'accorde avec les expériences de sir H. Davy. Il trouva, qu'en faisant détonner 50 mesures de ce gaz dans un tube de verre, sur du mercure, elles perdirent leur couleur brillante, et devinrent 60 mesures, dont 40 de chlore et 20 d'oxygène. Le docteur Thomson établit la pesanteur spécifique de ce gaz protoxide à 2,407, quoique le calcul

rigoureux, d'après ses propres *données*, le porte à 2,444.

Ce gaz doit être recueilli et examiné avec beaucoup de prudence et en très-petites quantités. Une douce chaleur, celle même de la main suffira pour causer une explosion assez forte, et capable de briser du verre mince. D'après cette tendance à se décomposer si facilement, il n'est pas aisé de reconnaître l'action que peuvent exercer sur lui les corps combustibles. Aucun des métaux qui brûlent dans le chlore n'agit sur le gaz aux températures ordinaires; mais, lorsque l'oxygène en est séparé, ils s'enflamment alors dans le chlore. C'est ce dont on peut facilement présenter un exemple, en introduisant d'abord dans le protoxide un peu de tôle, qui ne sera pas même ternie; mais, en appliquant un tube de verre chauffé, au gaz dans le col du flacon, la décomposition a lieu aussitôt, et la tôle brûle avec éclat. Lors donc, que le chlore est déjà à l'état d'union chimique, il a pour l'oxygène une attraction plus forte que pour les métaux; mais, lorsqu'il est isolé, son attraction pour ces derniers est prédominante. Le protoxide de chlore n'agit pas sur le mercure; mais le chlore est rapidement condensé par ce métal, et mis à l'état de calomel (protoxide de mercure); c'est ainsi que les deux gaz peuvent être complètement séparés. Le phosphore introduit dans le protoxide de chlore y brûle à l'instant, comme cela aurait lieu dans un mélange de deux volumes de chlore et un volume d'oxygène; le résultat est un chlorure et un acide de phosphore. Une bougie allumée et du soufre brûlant décomposent instantanément le protoxide. Lorsqu'étant privé d'eau, on fait agir ce protoxide de chlore sur les couleurs végétales sèches, il les détruit peu-à-peu; mais il donne d'abord aux couleurs bleues une teinte rouge; et c'est d'après cet effet, ainsi que par sa faculté d'absorption de l'eau et de la saveur fortement âcre de la dissolution, tenant de l'aigre, qu'il peut être considéré comme se rapprochant, dans sa nature, d'un acide. Puisque deux volumes de chlore pèsent $2 \times 2,4753 = 4,9506$, et que le poids d'un volume

d'oxygène est 1,1111, on a $4,45 + 1 = 5,45$ pour l'équivalent de l'oxide chloreux (euchlorine), en prenant l'échelle de l'oxygène. Les proportions en poids, sur 100 parties, sont, 81,65 chlore + 18,35 oxygène.

2.^e *Deutoxide de chlore*, ou *oxide chlorique*. Sir H. Davy lut, le 4 mai 1815, à la Société royale de Londres, un Mémoire portant la date de Rome, du 15 février 1815, ayant pour objet l'action des acides sur l'*hyperoximuriate* (*chlorate*) de potasse. Lorsqu'on met sur ce sel, dans un verre, de l'acide sulfurique, il se produit une très-légère effervescence; mais l'acide prend par degrés une couleur orangée, et l'on voit flotter à sa surface une vapeur jaune dense, exhalant une odeur particulière, et qui n'est pas désagréable. La production de ces phénomènes porta sir H. Davy à supposer que la substance séparée du sel est tenue en dissolution par l'acide. Après plusieurs essais infructueux pour parvenir à isoler cette substance, il y réussit à la fin en opérant ainsi qu'il suit. On triture environ quatre grammes du sel avec un peu d'acide sulfurique, en quantité justement suffisante pour convertir le tout en une pâte très-solide. On introduit alors cette pâte dans une cornue, que l'on chauffe en tenant sa panse plongée dans de l'eau chaude, mais dont il faut avoir soin que la température ne s'élève pas jusqu'à l'ébullition, de crainte d'explosion. La chaleur sépare le nouveau gaz, qu'on peut recueillir sur le mercure. Sa couleur est beaucoup plus intense que celle de l'euchlorine. Il n'a aucune action sur le mercure. Il est absorbé par l'eau en plus grande proportion que l'euchlorine. Sa saveur est astringente. Il détruit les couleurs bleues végétales sans les rougir. Le phosphore introduit dans ce gaz donne lieu à une explosion; et, par l'application de la chaleur, cette explosion est beaucoup plus violente, et produit plus de lumière que celle qui a lieu avec l'euchlorine. Par cette explosion, deux mesures du gaz sont converties dans à-peu-près trois mesures, qui consistent dans un mélange d'une mesure de chlore et de

deux mesures d'oxygène ; d'où il suit, qu'il est composé d'un atôme de chlore et de quatre atômes d'oxygène.

Le deutocide de chlore a une odeur aromatique particulière, sans aucun mélange de celle de chlore. Pendant l'explosion de ce gaz, il y a toujours une petite quantité de chlore absorbée par le mercure ; et c'est ainsi que s'explique le peu qui manque dans la mesure qui en est le résultat. Aucun des combustibles simples sur lesquels sir H. Davy essaya l'action de ce gaz, ne le décompose aux températures ordinaires, excepté le phosphore. La dissolution de ce gaz dans l'eau a une saveur extrêmement astringente et corrosive, qui laisse pendant long-temps sur la langue une impression très-désagréable. L'action de l'acide nitrique liquide sur le chlorate de potasse fournit le même gaz, et l'on peut sans danger faire agir sur ce sel une beaucoup plus grande quantité de cet acide que d'acide sulfurique ; mais comme le gaz doit être obtenu par la dissolution du chlorate, il est toujours mêlé avec un quart d'oxygène.

Puisque deux mesures de ce gaz, à 100 degrés centigrades, font explosion et forment trois volumes de gaz mélangé, consistant dans deux volumes d'oxygène et un volume de chlore, il s'ensuit, que sa composition est, en poids :

Oxygène. . .	2,2222	4 atômes.	4,00	47,33
Chlore. . . .	2,4733	1 atôme.	4,45	52,67
			8,45	100,00

Sa pesanteur spécifique est de 2,5477 ; et, par conséquent, un décimètre cube de ce gaz pèse environ 5 grammes.

M. le comte Von-Stadion, de Vienne, a aussi présenté sur ce gaz un mémoire qui a été publié, en février 1816, dans le journal *Gilbert's Annalen der Physik* ; mais la découverte de ce deutocide de chlore appartient entièrement et en toute justice à sir H. Davy.

Suivant le comte Von-Stadion, observe le docteur Thomson en traitant du deutocide de chlore, ses parties consti-

tuantes sont deux volumes de chlore et trois volumes d'oxygène ; ce qui en ferait un composé d'un atôme de chlore et de trois atômes d'oxygène. Mais les propriétés de la substance décrite par le comte diffèrent tellement de celle du gaz examiné par sir H. Davy, qu'il est probable que ce sont deux substances distinctes. On peut voir un exposé, par le comte Von-Stadion, des propriétés du deutoxide de chlore dans le journal *Annals of Philosophy*, vol. IX, p. 22.

CHLORITE. On appelle ainsi un minéral ordinairement friable, composé d'une multitude de petites paillettes, ou petits grains luisans, s'égrenant et tombant facilement en poussière sous la pression des doigts. On a divisé ce minéral en quatre sous-espèces :

1. *La chlorite terreuse.* Elle est en écailles vertes éclatantes et un peu nacréées, avec rayôre d'un vert luisant. Elle adhère à la peau, et est onctueuse au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,6. Elle consiste, sur 100 parties, en 50 de silice, 26 d'alumine, 1,5 de chaux, 5 d'oxide de fer, et 17,5 de potasse. On rencontre principalement ce minéral dans du schiste argileux, en Allemagne et en Suisse. Il se trouve, à Altenberg en Saxe, entremêlé avec des sulfures de fer et d'arsenic; et aussi avec amphibole en masse.

2. *Chlorite commune.* Cette variété est en masse d'un vert noirâtre, avec un éclat luisant, et une cassure lamelleuse passant à la cassure terreuse. Elle donne une raclure d'un vert plus clair; elle est tendre, opaque, facile à couper et à rompre, et onctueuse au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,83. Elle est composée, sur 100 parties, de 26 silice, 18,5 alumine, 8 magnésie, 45 oxide de fer, et 2 muriate de potasse.

3. *Chlorite schisteuse.* C'est un minéral en masse d'un vert noirâtre, avec éclat gras et une cassure schisteuse à feuillets courbes. Son clivage est double. Cette espèce est facile à couper, et un peu onctueuse au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,82. Elle se rencontre particulièrement,

accompagnée de schiste argileux, en Corse, en Suède et en Norwège.

4. *Chlorite lamelleuse*. Sa couleur tient le milieu entre le vert de montagne et le vert noirâtre. Elle est en masse ; mais on la rencontre ordinairement cristallisée en tables à six faces, en cylindres terminés par deux cônes, et en doubles cônes à bases réunies. La surface de ses cristaux est striée. Son éclat est luisant nacré. Sa cassure est lamelleuse ; elle est translucide sur les bords. Cette variété est tendre, sectile, et ses lames sont ordinairement flexibles. Elle est un peu onctueuse au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,82. On la trouve au mont Saint-Gothard en Suisse, et dans l'île de Java. Ses parties constituantes sont : 55 silice, 18 alumine, 29,9 magnésie, 9,7 oxide de fer, 2,7 eau.

CHLORO-CARBONEUX (Acide). Le nom d'*acide chloro-carbonique*, qui a été donné à ce composé, est incorrect, en ce qu'il porte à croire qu'il est formé de chlore et de charbon acidifié, tandis qu'il consiste dans du chlore et du protoxide de charbon. Le chlore n'a pas d'action immédiate sur l'oxide de carbone, lorsqu'ils sont exposés l'un et l'autre à la lumière ordinaire du jour, sur le mercure ; ni même lorsqu'on les fait traverser par l'étincelle électrique. Des expériences faites par le docteur John Davy, en présence de son frère sir H. Davy, prouvent, qu'en exposant du chlore gazeux et du gaz oxide de carbone à la lumière directe du soleil, ces gaz se combinent rapidement, et qu'un volume de chacun d'eux est condensé dans un volume du composé. Le gaz résultant de cette combinaison jouit de propriétés très-remarquables, se rapprochant de celles d'un acide. Le docteur Davy lui donna le nom de *gaz phosgène*, en considération de la puissance du rayon solaire pour effectuer cette combinaison. Après avoir bien desséché les deux gaz constitutifs, tenus à cet effet sur du muriate de chaux fondu (chlorure de calcium), on les introduit dans un matras par-

faitement vidé d'air, on les y faisant arriver séparément. On expose ensuite le matras pendant quinze minutes à un soleil clair, ou pendant douze heures à la lumière diffuse. La couleur du chlore disparaît ; et en ouvrant le matras au moyen d'un robinet dont il est garni, sous du mercure récemment bouilli, on reconnaît qu'il y a eu absorption d'un demi-volume gazeux. Les propriétés du gaz résultant sont parfaitement distinctes de celles appartenant, soit à l'oxide de carbone, soit au chlore.

Le gaz phosgène n'exhale pas de fumée à l'air. Son odeur diffère de celle du chlore ; elle peut être comparée à l'odeur qui résulterait de l'odeur du chlore combinée avec celle de l'ammoniaque. Elle est, dans le fait, plus insupportable et plus suffocante que l'odeur du chlore même. Elle affecte les yeux d'une manière particulière, en provoquant les larmes, et causant des sensations douloureuses.

Le gaz phosgène rougit le papier sec de tournesol. Il condense quatre volumes d'ammoniaque en un sel blanc, avec dégagement de chaleur. Ce composé ammoniacal est neutre, inodore ; mais il a une saveur saline piquante ; il est déliquescent, et décomposable par les acides minéraux liquides ; il se dissout sans effervescence dans le vinaigre, et se sublime sans altération dans les gaz acide muriatique, carbonique et sulfureux. Ce gaz se résout, par l'acide sulfurique, en acides carbonique et muriatique, dans les proportions de deux volumes du dernier de ces gaz, et d'un volume du premier. L'étain, l'antimoine et l'arsenic, chauffés dans l'acide chloro-carboneux, lui enlèvent le chlore, et laissent l'oxide de carbone dilaté à son volume primitif. Il n'y a ni ignition, ni explosion produite, quoique l'action des métaux soit rapide. L'action du potassium sur le gaz composé produit un chlorure solide et du charbon. L'oxide blanc de zinc donne, avec l'acide chloro-carboneux, un chlorure métallique et de l'acide carbonique. Le soufre, le phosphore, l'oxygène et l'hydrogène ne produisent, à l'aide, même, de la chaleur, aucun change-

ment, sur le gaz acide; mais l'oxygène et l'hydrogène, introduits ensemble en proportion convenable dans ce gaz, y font explosion; où sa simple exposition à l'eau le convertit en gaz acide muriatique et carbonique. En considérant la propriété qu'il a de neutraliser complètement l'ammoniaque, ce qui n'a pas lieu à l'égard de l'acide carbonique; qu'il sépare l'acide carbonique du sous-carbonate de cet alcali, tandis que lui-même n'est pas séparé par le gaz acide ou l'acide acétique; et qu'il change en bleu les couleurs végétales, on ne peut hésiter à prononcer que le composé chloro-carboneux est un acide. Son pouvoir de saturation surpasse celui de toute autre substance; aucune ne condense une si grande proportion d'ammoniaque.

Une mesure d'alcool condense douze mesures de gaz chloro-carboneux sans le décomposer. Il acquiert ainsi l'odeur particulière et la propriété d'affecter les yeux.

La préparation du gaz à l'état de pureté exige une bonne machine pneumatique, que les gaz soient bien desséchés et les vaisseaux secs. Sa pesanteur spécifique peut être inférée des pesanteurs spécifiques des gaz qui le composent, dont la somme est la somme. Ainsi, l'on a $2,4755 + 0,9722 = 3,4477$ pour la pesanteur spécifique du gaz chloro-carboneux, et le poids d'un décimètre cube de ce gaz est de 5,355 grammes. Il paraît qu'un mélange, à volumes égaux, d'hydrogène, d'oxide decarbone et de chlore, étant exposé à la lumière, il se forme des acides muriatique et chloro-carboneux en proportions égales, indiquant une égalité d'affinité.

MM. Gay-Lussac et Thénard, ainsi que le docteur Murray, firent des recherches en controverse à ce sujet, mais sans succès. M. Thénard a cependant reconnu, dans le deuxième volume de son *Traité de Chimie*, publié en 1814, l'existence comme corps distinct, et les propriétés de ce composé, sous le nom d'*acide carbo-muriatique*, en le considérant comme un composé d'acides muriatique et carbonique, résultant de l'action mutuelle de l'*acide muriatique oxygéné* et de l'oxide de carbone.

CHLOROPHANE. C'est le nom donné à un *spath fluor* violet qui se trouve en Sibérie.

CHLOROPHILE. MM. Pelletier et Caventou ont dernièrement désigné par cette dénomination la matière verte des feuilles des plantes. Ils l'obtenaient en pressant la substance d'un grand nombre de feuilles, en la lavant dans l'eau, et en la traitant ensuite à l'alcool. Ce liquide dissolvait une matière qui, en étant séparée par évaporation, et purifiée en la lavant dans l'eau chaude, paraissait être une substance résineuse d'un vert foncé. Cette matière se dissout en totalité dans l'alcool, dans l'éther, les huiles et les alcalis. Elle ne s'altère point à l'air. La chaleur la ramollit, mais ne la fond pas. Elle brûle avec flamme en laissant un charbon volumineux. L'eau chaude la dissout légèrement. L'acide acétique est le seul acide qui la dissolve en grande quantité. Si, après avoir mêlé avec la dissolution alcoolique de cette matière un sel terreux ou métallique, on y ajoute un alcali, ou un sous-carbonate alcalin, il en résulte une précipitation de l'oxide ou de la terre en combinaison avec beaucoup de la substance verte, formant une laque. Ces laques paraissent conserver faiblement leur permanence lorsqu'elles sont exposées à l'air. On suppose que la matière verte est un principe immédiat particulier.

Le terme scientifique donné à cette substance par MM. Pelletier et Caventou, devrait s'écrire avec un *y*, chlorophyle, comme signifiant le vert de feuille, ou vert-feuille; chlorophile avec un *i* a une étymologie et une acception différentes; car ce mot peut s'entendre comme exprimant fou, ami passionné du vert.

CHLORURES. On appelle ainsi les composés que forme le chlore avec des corps combustibles. (*Voyez* CHLORE et les substances respectives.)

CHOLESTÉRINE. Ce nom a été donné par M. Chevreul

à la substance cristalline nacrée des calculs biliaires humains. Elle consiste, sur 100 parties, suivant l'analyse qu'en a faite M. Bérard, dans 72 parties de carbone, 6,66 oxygène, et 21,33 hydrogène.

CHOLESTÉRIQUE. (Acide) En traitant la cholestérine avec son poids d'acide nitrique concentré jusqu'à cessation de dégagement de gaz nitreux, MM. Pelletier et Caventou obtinrent une substance jaune, qui, séparée par le refroidissement, était à-peine soluble dans l'eau. Cette substance purifiée par plusieurs lavages à l'eau bouillante est l'acide cholestérique. Cet acide est soluble dans l'alcool, et peut en être obtenu en cristaux par évaporation. Il est décomposé par une chaleur supérieure à celle de l'eau bouillante, et donne des produits ayant l'oxygène, l'hydrogène et le charbon pour élémens. Il se combine avec les bases et forme des sels. Ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque sont très-solubles; les autres le sont à-peine.

CHROME. C'est un minéral rare, qu'on peut retirer ou du chromate natif de plomb ou de celui de fer. C'est de ce dernier qu'on fait ordinairement usage comme étant le moins cher et le plus abondant.

Le chromate brun de fer n'est point attaqué par l'acide nitrique, mais il l'est le plus aisément par le nitrate de potasse, à l'aide d'une chaleur rouge. Il se produit ainsi un chromate de potasse soluble dans l'eau. L'oxide de fer précipité de sa combinaison peut être séparé de la portion de résidu de la mine par une courte digestion dans de l'acide muriatique étendu. Une seconde fusion avec un quart de nitrate de potasse, donnera une nouvelle portion de chromate de potasse. La mine ayant été ainsi complètement décomposée, on sature l'excès d'alcali dans les dissolutions avec de l'acide nitrique, et on les fait cristalliser par évaporation. Après avoir alors fait dissoudre les cristaux

purs dans l'eau, on ajoute à cette liqueur une dissolution neutre de mercure, d'où, par affinité double, il se précipite un chromate rouge de mercure. Il suffit de porter ce précipité à un faible degré d'ignition, pour en chasser le mercure, et l'acide chromique qui reste, peut être réduit à l'état métallique en l'exposant à une chaleur violente en contact avec le charbon du sucre.

Le chrome, ainsi obtenu, est une masse poreuse de grains agglutinés. Ce métal est très-cassant, d'un blanc grisâtre, tenant le milieu entre la couleur de l'étain et celle de l'acier. Il est quelquefois cristallisé en aiguilles qui se croisent dans toutes les directions. Sa pesanteur spécifique est de 7,3. Il jouit faiblement des propriétés magnétiques. Il résiste à l'action de tous les acides, excepté à celle de l'acide nitro-muriatique (eau régale), qui, à la chaleur de l'eau bouillante, le dissout, et en forme un muriate. M. Thénard ne fait mention que d'un seul oxide de chrome, mais il en existe probablement deux, outre l'acide déjà décrit.

1. Le protoxide est vert, infusible, et indécomposable par la chaleur. Il est susceptible d'être réduit par l'électricité voltaïque, et l'oxygène ou l'air n'a aucune action sur cet oxide. Chauffé au rouge obscur avec la moitié de son poids de potassium ou de sodium, il forme une matière brune, qui, après refroidissement, et étant exposée à l'air, brûle avec flamme en se transformant en un chromate de potasse ou de soude d'un jaune serin. C'est cet oxide que l'on obtient en calcinant pendant environ trois quarts d'heure le chromate de mercure dans une petite cornue de terre. Le bec de la cornue doit être entouré d'une espèce de tube de linge mouillé et plongeant dans l'eau pour faciliter la condensation du mercure. L'oxide, lorsqu'il est récemment précipité des acides, est de couleur d'un vert foncé, et il est aisément redissous; mais par son exposition à la chaleur d'un rouge obscur, il est rendu plus dense, insoluble, et sa couleur est devenue d'un vert léger. Ce changement provient

uniquement d'une aggrégation plus resserrée des molécules ; car le poids n'est point altéré.

2. On peut se procurer le deutocide de chrome en dissolvant le protoxide de ce métal dans l'acide nitrique, et chauffant le proto-nitrate, résidu de cette dissolution évaporée à siccité, jusqu'à ce qu'il cesse d'exhaler des vapeurs nitreuses. Il reste une poudre brillante, insoluble dans les acides, et qui se dissout à peine dans les alcalis. En faisant digérer cette poudre dans l'acide muriatique, il y a dégagement de chlore, ce qui prouve que, dans cet oxide, la proportion d'oxygène est augmentée.

3. Le tritoxide a été déjà décrit parmi les acides. On peut se le procurer directement, en ajoutant du nitrate de plomb au nitro-chromate de potasse ci-dessus, et en mettant en digestion le beau précipité orangé de chromate de plomb produit, dans de l'acide muriatique d'une force médiocre, jusqu'à ce qu'il cesse d'exercer aucune action sur lui. Après avoir filtré la liqueur, on y ajoute peu-à-peu de l'oxide d'argent, jusqu'à ce que toute la dissolution soit devenue d'un rouge foncé. Cette liqueur, évaporée lentement, dépose de petits cristaux d'un rouge de rubis, qui sont l'acide chromique hydraté. Le nombre équivalent de l'acide chromique, déduit par M. Berzelius des chromates de baryte et de plomb, est 6,544, en supposant neutres ces chromates. Suivant ce chimiste, l'acide contient le double de la quantité d'oxygène qui existe dans l'oxide vert; mais si ces chromates étaient considérés comme étant des sous-sels, alors l'équivalent pour l'acide serait 13,088, consistant dans 6 oxygène + 7,088 du métal; tandis que le protoxide serait formé de 3 oxygène + 7,088 métal. Et la proportion dans le deutocide serait intermédiaire.

CHRYSOBÉRIL. (*CINOPHANE de Haüy.*) C'est un minéral qui se rencontre ordinairement en masses arrondies de la grosseur d'un pois; mais on le trouve quelquefois cris-

tallisé en prismes à huit pans terminés par des sommets à six faces. Sa couleur est le vert d'asperge; il a l'éclat vitreux, et sa cassure est conchoïde. Il est demi-transparent et cassant; mais il raie le quartz et le béril. Sa pesanteur spécifique est de 3,76. Il est infusible au chalumeau; il jouit de la double réfraction et devient électrique par frottement.

La forme primitive de ses cristaux est un prisme à quatre faces rectangulaires. Ses parties constituantes, suivant Klaproth, sont: 71 aluminine, 18 silice, 6 chaux et 1,5 oxide de fer.

Les sommets des prismes du chrysobéril sont quelquefois coupés en facettes, qui font acquérir au solide le nombre de 28 faces. On trouve ce minéral au Brésil, dans l'île de Ceylan, dans le Connecticut, et peut-être à Nertschinsk en Sibérie. Ce minéral n'a aucun rapport avec le chrysobéril de Pline, qui paraissait être une variété de béril d'un jaune verdâtre.

CHRYSLITE. (*Péridot de Haüy.*) Ce minéral est la topase des Anciens, et notre topase est leur chrysolite. C'est la moins dure de toutes les gemmes. Elle est rayée par le quartz et par la lime. Ses cristaux sont des prismes comprimés bien formés, de huit pans au-moins, terminés par un sommet cunéiforme, ou pyramidal, tronqué à son extrémité. Sa forme primitive est un prisme droit à base rectangulaire. La chrysolite jouit à un haut degré de la réfraction double, ce qu'on peut observer en regardant à travers l'un des côtés larges du sommet et la face opposée du prisme. Les plans latéraux sont striés en longueur. La couleur de ce minéral est le vert pistache, et autres nuances. A l'extérieur il a beaucoup d'éclat; il est transparent; sa cassure est conchoïde. Il raie le feld-spath; il est cassant; sa pesanteur spécifique est de 3,4. Avec le borax, la chrysolite se fond en un verre d'un vert pâle. Ses parties constituantes sont, suivant Klaproth, 39 silice, 43,5 magnésie, 19 oxide de fer; mais M. Vauquelin y trouva, 38 silice, 50,5 magnésie et 9,5 oxide

de fer. Ce minéral nous vient de l'Égypte, où il se rencontre dans des couches d'alluvion; on l'a aussi trouvé en Bohême, dans la cercle du Buntzlau.

CHRY SOPRASE. C'est une variété de calcédoine, dont la couleur est le vert pomme, ou le vert de poireau. Sa cassure est unie, résineuse, inclinant quelquefois à la cassure esquilleuse. Ce minéral est translucide, ayant à-peine quelqu'éclat. Il est plus tendre que la calcédoine, et plutôt rude au toucher. Sa pesanteur spécifique est de 2,5. Une forte chaleur le blanchit. La chrysoprase consiste dans 96,16 silice, 0,08 alumine, 0,85 chaux, 0,08 oxide de fer, et 1 oxide de nickel; c'est probablement à ce dernier oxide qu'est due sa couleur. On ne l'a trouvée, jusqu'à-présent, qu'à Kosemütz dans la haute Sibérie. Les montagnes où elle existe sont principalement composées de serpentine, de pierre ollaire, de talc, et autres roches onctueuses au toucher, qui, presque toutes, contiennent de la magnésie. Elle se rencontre en filons ou lits interrompus dans le milieu d'une terre verte, qui contient du nickel. On fait usage de cette pierre dans la joaillerie.

CHUSITE. C'est le nom donné par M. de Saussure, à raison de la facilité avec laquelle il se fond au chalumeau, à un minéral qu'il trouva dans les environs de Limbourg, dans les cavités de porphyres. Ce minéral, de couleur jaunâtre ou verdâtre, est translucide; sa cassure est quelquefois parfaitement unie avec éclat gras, et d'autres fois elle est granulaire. Il est très-cassant. Il se fond aisément au chalumeau en un émail blanc renfermant des bulles d'air. Il se dissout en totalité et sans effervescence dans les acides.

CHYLE. Par les facultés digestives dans l'estomac des animaux, l'aliment est converti en un liquide laiteux appelé *Chyme*, qui, passant dans les intestins, s'y mêle avec le suc

pancréatique et la bile, et finit par se résoudre en chyle et en matière excrémentielle. Le chyle est absorbé par les vaisseaux chylifères ou veines lactées des intestins, qui, après leur trajet dans toute l'étendue du mésentère, aboutissent au canal thorachique. Celui-ci décharge finalement ce qui y est contenu dans la veine cave.

Le chyle recueilli du canal thorachique, aussitôt après la mort de l'animal, ressemble en apparence au lait. Il est inodore; mais il a une saveur légèrement acide, accompagnée d'un goût sucré sensible: cependant il restitue la couleur bleue du papier de tournesol rougi par un acide; ce qui est dû à ce qu'il contient un alcali non saturé. Le chyle, peu de temps après qu'il a été retiré de l'animal, se sépare, par coagulation, en deux portions; l'une de matière plus épaisse et l'autre de matière plus liquide. 1. La première de ces deux portions, ou le caillot, semble tenir le milieu entre l'albumine et la fibrine. La potasse et la soude le dissolvent, avec un léger dégagement d'ammoniaque. Sa dissolution dans l'ammoniaque est d'une teinte rougeâtre. L'acide sulfurique étendu le dissout aisément, et l'acide nitrique très-affaibli le convertit en adipocire. Par la chaleur, il est transformé en un charbon s'incinérant difficilement, et qui contient du sel marin, du phosphate de chaux avec traces de fer. 2. La portion liquide ou séreuse est précipitée par l'alcool et par les acides en un coagulum abondant d'albumine. Lorsque c'est de l'alcool chaud qu'on emploie, il se dépose subséquemment un peu d'une matière analogue à la substance du cerveau. En évaporant cette portion liquide du chyle, M. Brande en obtint, par refroidissement, des cristaux qu'il considéra comme étant de même nature que le sucre de lait. Le docteur Marcet trouva le chyle des animaux herbivores plus liquide, plus foncé en couleur, et moins chargé d'albumine que celui des animaux carnivores. Dans le premier, le poids de la partie fluide était à celui du coagulum à-peu-près dans le rapport de 2 à 1. Mais

il s'écoulait ensuite de la portion coagulée une matière séreuse, qui réduisait le caillot à un très-petit volume.

CHYME. Le docteur Marcet examina le chyme retiré de l'estomac d'une poule-d'inde. Il était sous la forme d'une pulpe homogène brunâtre, ayant l'odeur particulière aux oiseaux de basse-cour. Il laissa pour résidu de son évaporation à siccité le cinquième de son poids de matière solide; il contenait de l'albumine. Cette matière, calcinée dans un creuset, laissa un résidu formé, sur 1000 parties, de 12 parties de charbon, 6 parties de matière saline, dans lesquelles on distinguait de la chaux et un muriate alcalin. (*Voyez DIGESTION.*)

CIMOLITE ou TERRE CIMOLIENNE. La *Cimolia* de Pline, dont les Anciens faisaient usage et dans la médecine et pour blanchir les étoffes, qui fut confondue avec la terre à foulon et l'argile à pipe, a été apportée dernièrement, par M. Hawkins, de l'île d'Argentièrre, près celle de Milo, l'une de celles de l'Archipel que les Grecs appelaient *Cimolos* ou *Kimoli*, et elle fut examinée par Klaproth.

Elle est d'un blanc légèrement grisâtre, prenant à sa surface, par son exposition à l'air, une teinte rougeâtre. Elle est en masse. Sa cassure est terreuse, inégale, plus ou moins schisteuse; sa raclure au couteau est lisse avec un éclat gras. Cette pierre a de la ténacité, de manière qu'il est difficile de la réduire en poudre ou de la briser, et elle adhère assez fortement à la langue. Sa pesanteur spécifique est 2. Elle est immédiatement pénétrée par l'eau, et se développe alors sous la forme de lames schisteuses courbes. Triturée en quantité de 6 grammes, avec de l'eau, elle donnera, à 90 grammes de ce liquide, l'apparence d'une crème épaissie. Si, après cette trituration, on laisse dessécher la masse, elle se détache d'elle-même en bandes dures un peu flexibles, et elle est encore plus difficile à pulvériser qu'auparavant.

La cimolite paraît consister, d'après l'analyse, en 65 silice, 23 alumine, 1,25 oxide de fer, 12 eau.

La cimolite broyée avec de l'eau et appliquée sur de la soie ou de la laine, enlève complètement, au moyen d'un léger lavage à l'eau, les taches de graisse et d'huile de dessus les étoffes, après les avoir tenues suspendues pendant un jour pour sécher, et sans altérer en rien la beauté de la couleur. Klaproth considère cette terre comme surpassant en qualité blanchissante, à cet égard, nos meilleures terres à foulon; et il attribue cette propriété à l'état de division extrême du silex, et à sa combinaison intime avec l'alumine. Les natifs de l'île d'Argentière employent encore la cimolite aux mêmes usages qu'autrefois.

L'île d'Argentière est, suivant Olivier, entièrement volcanique; et la terre cimolienne est produite par une décomposition lente et graduelle des porphyres occasionnée par des feux souterrains. Il ajoute, qu'il a réuni des échantillons de cette terre dans tous les états par lesquels elle passe.

CINCHONA. C'est l'écorce vulgairement connue sous les noms de quinquina et kina, de plusieurs espèces de cinchona qui croissent dans l'Amérique méridionale. Il y a trois variétés de cette écorce, savoir : le quinquina rouge, le quinquina jaune, et le quinquina pâle.

1. Le quinquina rouge est en gros morceaux, qui se réduisent facilement en une poudre d'un brun rougeâtre, ayant une saveur amère et astringente. L'infusion aqueuse de cette écorce rougit les couleurs bleues végétales par l'action d'acide citrique libre qui y est présent; elle contient aussi des muriates de chaux et d'ammoniaque. Cette écorce fournit de l'extractif, de la résine, du principe amer, et du tannin.

2. Le quinquina jaune, ou écorce *jaune du Pérou*, fut apporté pour la première fois en Angleterre dans l'année 1790. Cette variété ne paraît pas différer beaucoup dans sa composition du quinquina rouge. Elle fournit seulement une grande quantité de kinate de chaux cristallisé en lames.

3. Le quinquina pâle est celui dont on fait généralement emploi en médecine, comme tonique et fébrifuge. M. Vauquelin fit des infusions de toutes les espèces de quinquina qu'il put se procurer, en employant les mêmes quantités des écorces et d'eau, et laissant les poudres infuser pendant le même temps. Il observa, 1.^o que certaines infusions étaient abondamment précipitées par l'infusion de noix de galle, par la dissolution de colle animale, et par le tartre émétique (tartre antimonial de potasse); 2.^o que les mêmes infusions étaient précipitées par la colle animale, et ne l'étaient pas par les deux autres réactifs; 3.^o que d'autres infusions étaient, au contraire, précipitées par l'infusion de noix de galle et le tartre antimonial de potasse, sans être affectées par la colle animale; 4.^o enfin que certaines infusions ne fournissaient pas de précipité avec l'infusion de noix de galle, le tannin, ou le tartre antimonial de potasse. Les quinquinas que fournissait la première infusion étaient d'une excellente qualité; ceux que donnait la quatrième infusion n'étaient pas fébrifuges; tandis que les quinquinas provenant de la seconde et de la troisième infusion avaient la propriété fébrifuge, mais dans un moindre degré que ceux fournis par la première infusion. Outre le mucilage, le kinate de chaux et la fibre ligneuse, M. Vauquelin obtint, dans ses analyses, une substance résineuse, qui ne paraît pas être identique dans toutes les espèces d'écorce; cette substance est très-amère, très-soluble dans l'alcool, dans les acides et les alcalis; se dissolvant à-peine dans l'eau froide, mais plus soluble dans l'eau chaude. C'est la substance qui donne aux infusions de quinquina la propriété de fournir des précipités avec le tartre antimonial de potasse, l'infusion de noix de galle et la colle animale; et c'est en elle que semble résider la vertu fébrifuge. C'est aussi en partie cette substance qui se dépose par le refroidissement des décoctions de quinquina, et par la concentration des infusions. M. Vauquelin a formé une table des précipitations

produites dans les infusions des différentes écorces par la colle animale, le tannin et le tartre antimonial de potasse : comme il est difficile de définir les espèces particulières soumises à l'examen, nous ne croyons pas devoir copier ici cette table.

CINCHONIN (*). Ce fut le nom donné d'abord par le docteur Gomès, de Lisbonne, à la matière cristallisable qu'il avait obtenue du quinquina gris pâle. (*Cinchona condaminea*.) Mais MM. Pelletier et Caventou ayant reconnu que cette matière cristallisable était encore accompagnée d'une matière grasse, ils eurent recours, pour se la procurer pure, à une autre méthode que le procédé au moyen duquel le docteur Gomès l'avait retirée du quinquina gris. Cette substance leur ayant paru, lors même qu'elle contenait une matière grasse, jouir des propriétés alcalines, ils jugèrent convenable, conformément à la nomenclature française, de changer le nom de *cinchonin*, que lui avait donné le docteur Gomès, en celui de *cinchonine*; et après avoir examiné les propriétés de cette substance, les combinaisons diverses qu'elle est susceptible de former, ils la soumirent à l'analyse, pour en reconnaître la véritable composition.

MM. Pelletier et Caventou ayant ensuite traité de la même manière le quinquina jaune (*cinchona cordifolia*), ils obtinrent de cette écorce une substance alcaline particulière, mais différente de la cinchonine; et pour la distinguer de celle-ci par un nom qui pût également indiquer son origine, ils crurent devoir lui donner celui de *quinine*.

Par le même procédé d'extraction, ces chimistes obtinrent du quinquina rouge (*cinchona oblongifolia*), une matière alcaline en tout semblable à la cinchonine, mais en quantité

(*) A ce mot, l'auteur renvoyait simplement à celui *Cinchona* qui précède; j'ai pensé qu'il convenait d'ajouter ce qui s'y rapporte d'important à connaître.

(Traducteur.)

trois fois plus forte pour un poids donné des deux écorces. L'exposé de ces recherches chimiques par MM. Pelletier et Caventou sur les quinquinas, est présenté en détail dans les *Annales de Chimie et de Physique*, vol. XV, p. 289 et 337.

CINABRE. On donne ce nom à une mine de mercure consistant dans la combinaison de ce métal avec le soufre, et formant un *sulfure de mercure*.

CIPOLIN. Ce nom, appliqué par plusieurs marbriers à l'une des roches cristallines, renfermant du mica comme partie constituante, signifie en italien, petit oignon, à cause de la ressemblance que l'on a cru trouver dans les dispositions de ses veines avec celles des écailles des oignons. Le cipolin de Rome est un marbre vert avec zones blanches; il fait feu avec le briquet, quoiqu'avec difficulté. Il contient, sur 100 parties, 67,8 de carbonate de chaux, 25 de quartz, 8 de schiste, 0,2 de fer, outre ce qui est contenu de ce métal dans le schiste. Le cipolin d'Autun consiste dans 85 parties de carbonate de chaux, 12 de mica vert, et 1 de fer.

CIRE. C'est le nom que l'on donne à une substance huileuse concrète, recueillie par les abeilles sur les plantes. La fleur qui est sur le fruit constitue, suivant M. Proust, la véritable cire; et c'est cette cire recouvrant les feuilles qui les empêche d'être mouillées, ainsi que cet effet a lieu sur la feuille du chou. Ce chimiste annonce qu'il existe aussi de la cire dans la fécule de quelques végétaux, principalement dans celle de la petite joubarbe, où elle est abondante. Cependant Huber assure, d'après ses observations, que la cire dans les ruches d'abeilles est une production artificielle que les abeilles forment avec le miel; qu'elles ne peuvent se la procurer qu'autant qu'elles ont du miel ou du sucre pour cet objet, et que du sucre brut fournit plus que du miel.

La cire fut pendant long-temps considérée comme une résine, à raison de quelques propriétés qui lui sont communes avec les résines. Elle fournit comme ces corps une huile et un acide à la distillation, et ainsi qu'eux elle est soluble dans toutes les huiles; mais, sous plusieurs rapports, elle en diffère sensiblement. La cire n'a pas comme les résines une odeur et une saveur fortement aromatiques, mais son odeur est très-faible; et, dans son état de pureté, elle est insipide. Il ne s'en distille aucun principe à la chaleur de l'eau bouillante; tandis, qu'à cette température, on obtient de toute résine de l'huile essentielle, ou au-moins un esprit recteur. De plus, la cire est moins soluble dans l'alcool. Distillée à une chaleur supérieure à celle de l'eau bouillante, elle peut être décomposée, mais moins facilement que la résine. Par cette distillation, il se sépare d'abord de la cire une petite quantité d'eau, et il passe ensuite de l'acide très-volatil et très-pénétrant, accompagné, en petite quantité, d'une huile très-fluide et très-odorante. A mesure que la distillation avance, l'acide devient de plus en plus fort, et l'huile de plus en plus épaisse, jusqu'à ce que sa consistance soit telle, qu'elle se solidifie dans le récipient; et alors on l'appelle *beurre de cire*. La distillation étant achevée, il ne reste qu'une très-petite quantité de charbon, qui est presque incombustible.

La cire ne peut s'allumer qu'autant qu'elle est préalablement chauffée et réduite en vapeurs; et, sous ce rapport, elle ressemble aux huiles grasses. L'huile et le beurre de cire peuvent être, à l'aide de distillations successivement répétées, atténués et rendus de plus en plus fluides, parce qu'ainsi quelque portion d'acide est séparée de ces substances, comme cela a lieu dans la distillation d'autres huiles et de matières huileuses concrètes. Mais il résulte de la distillation répétée d'huile et de beurre de cire, cet effet remarquable, qu'ils deviennent de plus en plus solubles dans l'alcool, et qu'ils ne reprennent jamais une plus grande consistance par

l'évaporation de leurs parties plus fluides. Boerhaave garda pendant vingt ans du beurre de cire dans un bocal de verre ouvert, ou négligemment fermé, et ce beurre n'acquies pas une consistance plus solide. On peut remarquer que la cire, son beurre et son huile, diffèrent entièrement, dans toutes les propriétés que nous venons d'énoncer, des huiles essentielles; et que, dans toutes, elles ressemblent parfaitement aux huiles douces. Macquer en conclut, que la cire ne ressemble aux résines que parce qu'elle est comme elles une huile rendue concrète par un acide; mais qu'elle en diffère essentiellement par la nature de cette huile, qui, dans les résines, est de la nature des huiles essentielles; tandis que, dans la cire et les autres concrétions huileuses qui lui sont analogues (telles que le beurre de lait, le beurre de cacao, la graisse des animaux, le blanc de baleine et la cire myrthe), la matière huileuse est de la nature des huiles douces onctueuses, non aromatiques, non volatiles, qu'on retire des végétaux par la simple expression.

Il paraît probable que le principe acidifiant ou oxygène, et non un acide réel, peut être la cause principale du plus ou moins de fermeté ou de fusibilité de la cire. Cette substance est d'un très-grand usage, spécialement comme fournissant une matière plus propre que toute autre à la confection de chandelles.

On peut enlever à la cire la couleur jaune et désagréable qu'elle a naturellement, et la rendre parfaitement blanche, en l'exposant à l'action combinée de l'air et de l'eau, moyen très-efficace pour détruire la couleur d'un grand nombre de substances.

Cet art du blanchiment de la cire consiste à augmenter sa surface. Pour cela, on la fait fondre à un degré de chaleur insuffisant pour en altérer la qualité, dans une chaudière disposée de manière que la cire fondue puisse couler peu-à-peu, au moyen d'un tuyau placé au bas de la chaudière, dans une grande cuve remplie d'eau dans laquelle est ajusté

un gros cylindre de bois, qui tourne continuellement autour de son axe, et sur lequel tombe la cire fondue. Comme la surface de ce cylindre est toujours mouillée d'eau froide, la cire qui le touche ne s'y attache point, mais elle s'y fige aussitôt en s'aplatissant, et prenant la forme d'espèces de rubans. La rotation continuelle du cylindre emporte ces rubans à mesure qu'ils se forment, et les distribue dans la capacité de la cuve. Quand toute la cire qu'on veut blanchir est disposée de cette manière, on la porte sur de grands châssis garnis de toile, soutenus horizontalement à environ 50 centimètres au-dessus de la terre, dans un terrain qui puisse recevoir sans obstacles l'action de l'air, de la rosée et du soleil. Les rubans de cire ne doivent être, sur les toiles, que d'environ 4 centimètres d'épaisseur, et il faut avoir soin de les remuer de temps-en-temps, afin qu'ils puissent se trouver exposés également à l'action de l'air. Si le temps est favorable, la couleur de la cire changera dans l'espace de quelques jours. On la fait refondre alors, et on la forme de nouveau en rubans, qu'on expose une seconde fois à l'action de l'air. On répète ces opérations jusqu'à ce que la cire soit devenue parfaitement blanche; après quoi, on la fond une dernière fois pour la mettre en pains, ou pour en faire des bougies.

La cire est composée, suivant MM. Gay-Lussac et Thénard, de

Oxigène	5,544
Hydrogène.	12,672
Carbone	81,784
	100,000

(Voyez CÉRAINE.)

On fait usage de la cire dans un grand nombre d'arts. On en fait aussi emploi en médecine comme remède adoucissant, émollient et relâchant; mais on ne s'en sert qu'à l'extérieur, mêlée avec d'autres substances.

CITRIQUE. (ACIDE) Acide des limons. Cet acide se trouve, à-peu-près sans mélange avec d'autres acides, non-seulement dans les citrons, les oranges et les limons, mais aussi dans les baies du *vaccinium oxycoccus*, ou airelle canneberge; du *vaccinium vitis idæa*, ou airelle à baies rouges; dans les baies de la morelle des jardins, et celles de l'églantier, dans les raisins avant leur maturité, et les tamarins. Les groseilles à maquereau, les groseilles rouges, les mûres, les cerises, les fraises, framboises, etc., contiennent l'acide citrique, mêlé en quantité égale avec l'acide malique. (Voyez ACIDE CITRIQUE).

CIVETTE. Ce nom, appliqué d'abord à la substance odorante qui le porte, a été donné ensuite à l'animal qui la produit. Cette substance odorante se retire d'une bourse ou poche située entre l'anus et les parties de la génération, d'un quadrupède carnivore sauvage, qui se rencontre dans la Chine et autres parties de l'Asie, appelé chat-civette, mais qui ressemble davantage à un renard ou à la martre qu'à un chat.

Plusieurs de ces animaux ont été transportés en Hollande, où ils sont l'objet d'une branche considérable de commerce, particulièrement à Amsterdam. On extrait la civette de la poche de l'animal qui contient cette substance odorante, tous les jours en été, et deux fois la semaine en hiver. La quantité qu'on en retire chaque fois est de 2 à 4 grammes, ou plus. Le suc ainsi recueilli dans ce pays est plus pur et de meilleure qualité que celui qu'on obtient de l'animal lorsqu'il est encore parmi les arbrisseaux ou les pierres dans les climats où il naît.

La bonne civette est brune ou d'un jaunâtre clair. Elle ne doit être ni liquide, ni dure, mais ayant à-peu-près la consistance du beurre ou du miel, d'une texture parfaitement homogène, et répandant une odeur très-forte. Cette odeur, tout-à-fait malfaisante lorsque le suc n'est pas étendu, devient agréable lorsqu'une petite portion seulement de cette civette

est mêlée avec une grande quantité d'autres substances.

La civette s'unit avec les huiles; mais cette union n'a pas lieu avec l'alcool; et, par conséquent, elle n'est pas de nature résineuse.

CLARIFICATION. C'est l'opération qui a pour but de séparer d'un liquide toute matière étrangère qui peut s'y trouver en suspension; mais ce terme s'applique rarement au procédé purement mécanique de **FILTRATION**. (*Voyez ce mot.*)

L'albumine, la gélatine, les acides, certains sels, la chaux, le sang et l'alcool s'emploient dans un grand nombre de cas pour clarifier des liquides qu'on ne peut débarrasser de leurs impuretés, en se bornant à les coller.

C'est d'albumine ou de gélatine dissoute dans une petite portion d'eau, qu'on fait ordinairement usage pour clarifier les liqueurs vineuses, comme s'attachant à la matière féculente, et l'entraînant peu-à-peu avec elle au fond du vaisseau. L'albumine est employée de préférence pour les liquides avec lesquels elle se combine à froid, tels que les syrops; étant alors coagulée par la chaleur, elle s'élève en écume, avec les portions de lies et de sédimens qu'elle a saisis.

On peut clarifier par la chaleur seule quelques liquides, tels que les sucs de plantes, dans lesquels cependant l'albumine qui y est contenue est probablement l'agent qui produit l'effet.

Il suffit de deux poignées de marne jetées dans le pressoir où se fait le cidre, ou dans la liqueur du cidre, pour le clarifier.

CLIMAT. On entend par ce terme, la constitution prédominante de l'atmosphère relativement à la température, au vent et à l'humidité, particulière à une région quelconque. Cette constitution de l'atmosphère dépend principalement de la latitude du lieu, de son élévation au-dessus du niveau

de la mer, et de sa situation dans une île ou sur un continent. Des sources qui s'élèvent d'une profondeur considérable et des cavernes, à environ 15 mètres au-dessus de la surface de la terre, conservent une température uniforme, malgré toutes les vicissitudes des saisons; et cette température est celle moyenne du pays où se trouvent ces sources et ces cavernes. D'après des observations comparées, le professeur Mayër crut pouvoir établir la règle empirique générale qui suit, pour trouver le rapport entre la latitude et la température moyenne, de cinq en cinq degrés, au niveau de la mer.

Multipliez le carré du cosinus de la latitude par le nombre constant 29; le produit est la température.

Latitude.	Températures moyennes centigrades.	Hauteur, en mètres, de la courbe de congélation.
0°	29°	4638
5	28,78	4604
10	28,15	4503
15	27,06	4327
20	25,61	4111
25	23,82	3750
30	21,75	3503
35	19,46	3137
40	17,01	2745
45	14,50	2340
50	11,98	1952
55	9,54	1535
60	7,25	1164
65	5,18	830
70	3,39	542
75	1,94	310
80	0,86	159
85	0,22	36
90	0,0	00

La table ci-après présente les résultats de quelques obser-

vations intéressantes faites sous la direction de M. Ferguson de Raith, à Abbothall, dans le comté de Fife en Écosse, à environ 15 mètres au-dessus du niveau de la mer, dans la latitude de $56^{\circ}, 10'$. Les grosses et fortes boules des thermomètres furent enfoncées dans la terre à diverses profondeurs; tandis que les tiges s'élevaient au-dessus de la surface, pour l'inspection.

	1816.				1817.			
	3 déli- mètres	6 déli- mètres	9 déli- mètres	1,2 mètres	3 déli- mètres	6 déli- mètres	9 déli- mètres	1,2 mètres.
	cent.							
Janvier. . . .	0,56	2,18	5	6,11	2,22	3,89	4,44	7,22
Février. . . .	1,11	2,22	3,89	5,56	2,78	4,44	5,56	6,11
Mars.	1,67	2,78	4,44	5,56	3,89	4,44	5,56	5,56
Avril.	4,44	3,40	5,56	6,67	7,22	5,56	6,11	6,11
Mai.	6,67	6,11	6,11	6,67	8,33	7,22	7,22	6,67
Juin.	11,08	10,5	8,33	7,78	10,56	9,44	8,89	8,89
Juillet. . . .	12,22	11,67	12,78	8,33	12,78	12,78	10,56	10,5
Août.	10,5	11,67	10,56	9,44	9,44	12,22	11,11	10,56
Septembre. .	11,08	10,5	11,11	10,5	11,67	11,67	11,11	10,56
Octobre. . .	8,33	9,44	10,5	10,5	7,78	9,44	9,44	10,5
Novembre. .	5,5	6,67	7,78	7,78	5,5	7,22	8,33	8,33
Décembre. .	2,22	4,44	6,11	7,78	3,33	5,5	7,22	7,78
Termes moyen de toute l'année. .	6,67	6,67	7,22	7,78	7,22	7,78	7,78	8,33

Si les thermomètres avaient été plus profondément enfoncés dans la terre, ils auraient indubitablement indiqué $8^{\circ}, 89$ centigrades, terme moyen de la température du lieu, ainsi qu'elle y est constatée par une source abondante.

M. de Saussure trouva la température du lac de Genève, à la profondeur de 300 mètres, de $+5,56$ degrés centigrades, et à 48 mètres au-dessous de la surface, il n'y avait pas de variations par mois de température. La température des lacs de Thoun et de Lucerne, à la profondeur, pour le premier, de

112 mètres, et pour le second, de 195 mètres, était pour l'un et l'autre de ± 5 degrés centigrades, tandis que celle des eaux à la surface était respectivement de 17,78 et 20,28 degrés centigrades. Barlocchi observa, que la température du lac Sabatino près Rome, n'était, à la profondeur de 149 mètres, que de 6,94 degrés centigrades, tandis, qu'à sa surface, le thermomètre se maintenait à 25 degrés. Il parait résulter d'observations faites avec beaucoup de soin, par M. Jardine sur les températures de quelques lacs d'Écosse, que la température se maintient uniforme pendant tout le cours de l'année à environ 57 mètres au-dessous de la surface. De même aussi, à une époque où les travaux de la mine de Dannemora en Suède, qui offre une excavation de 60 à 90 mètres de profondeur, étaient suspendus, on trouva de grands blocs de glace au fond de cette excavation. Le fond du principal puits de la mine d'argent de Konisberg en Norwège, et qui a environ 90 mètres de profondeur, est perpétuellement recouvert de neige. On voit également pendant toute l'année de la neige dans les crevasses profondes qu'offrent l'Etna et les Pyrénées. C'est seulement, cependant, dans de semblables situations renfermées, que les couches inférieures d'air sont ainsi continuellement froides. A l'air libre, la gradation de la température a lieu en sens contraire, c'est-à-dire, que les régions supérieures sont plus froides, ce qui résulte de l'augmentation de capacité de l'air pour la chaleur, par la diminution de densité. Dans les climats tempérés, il sera suffisamment exact, dans des hauteurs médiocres, d'estimer à une élévation de 164 mètres chaque degré centigrade de diminution de température. Le docteur Francis Buchanan trouva à Chitlong, dans la plus petite vallée de la province de Napoul, dans l'Indostan, une source dont le thermomètre indiquait la température à 14,7 degrés centigrades, ce qui est de $8^{\circ},1$ au-dessous du terme moyen, pour son parallèle de latitude, $27^{\circ},58$; d'où l'on tire $8,1 \times 164 = 1328,4$ mètres pour l'élévation de cette vallée.

A la hauteur d'environ 1600 mètres, cette règle donnerait une erreur en trop de dix mètres. Les décroissemens de température augmentent dans une progression accélérée, à mesure que nous nous élevons.

Ben Nevis, la plus haute montagne de l'Angleterre, est située à la latitude de 57° , où le courbe de congélation atteint 1585 mètres; mais l'élévation du sommet de la montagne n'excède pas 1556 mètres; et par conséquent, pendant deux ou trois semaines en juillet, la neige disparaît. La courbe de congélation doit évidemment s'élever plus haut dans l'été, et s'abaisser en hiver, produisant ainsi une zone de glace flottante, dans laquelle se forment les glaciers.

Dans le calcul de la température moyenne de pays, à distances différentes de l'équateur, la chaleur a été rapportée au soleil seulement. Mais M. Bald a publié, dans le premier numéro *of the Edinburg Philosophical Journal*, quelques faits paraissant incompatibles avec l'idée que la température intérieure de la terre peut se déduire de la latitude du lieu, ou de la température moyenne à la surface (*).

Il a été établi, par M. de Humboldt, que la température de la mine d'argent de Valenciana dans la Nouvelle-Espagne, excède de 11° la température moyenne de la Jamaïque et de Pondichéry, et que cette température ne peut être attribuée aux ouvriers mineurs et à leurs lumières, mais à des causes locales et géologiques. C'est aux mêmes causes locales et géologiques qu'on doit assigner l'élévation extraordinaire de température observée par M. Bald. Il remarque, en outre, qu'on trouve les couches d'autant plus sèches que l'on descend à de plus grandes profondeurs, au point, qu'il devient

(*) Il y a ici, dans l'ouvrage anglais, une table indiquant les températures de l'air et de l'eau, dans les mines de charbon les plus profondes de l'Angleterre; et comme elle ne se rapporte qu'à quelques-unes de ces mines situées dans les comtés de Cumberland, de Durham et de Northumberland, il ne m'a pas paru utile de la présenter dans cette traduction.

nécessaire d'arroser les chemins qui traversent les mines, afin d'éviter que les conducteurs des chevaux ne soient incommodés de la poussière. Ce fait est contraire à l'hypothèse que la chaleur procède de l'action chimique de l'eau sur les couches de houille. Quant aux pyrites entremêlées avec ces couches, elles ne semblent pas être jamais décomposées tant qu'elles sont dans leur position. La circulation continue de l'air nécessaire à la respiration des mineurs doit empêcher toute influence très-sensible des lumières sur la température des mines.

Les observations météorologiques qui se font aujourd'hui, et que l'on publie avec tant d'exactitude et de régularité dans les diverses parties du globe, nous mettrons, je l'espère, bientôt en état de mieux connaître que nous ne pourrions le prétendre actuellement, les différentes causes locales qui modifient les climats. Le célèbre voyageur philosophe, M. de Humboldt, a exposé, dans le troisième volume des Mémoires de la Société d'Arcueil, une manière de voir systématique admirable, relativement à la température moyenne de différents lieux. Son Mémoire a pour titre : *Des Lignes isothermes* (lignes d'égale chaleur), *et de la Distribution de la chaleur sur le globe*. Il trouva, en calculant un grand nombre d'observations faites entre les parallèles de 46° à 48° lat. N., qu'à l'heure du coucher du soleil, la température est à très-peu de chose près la moyenne de celles, à son lever, et à deux heures après midi. Au total, cependant, il pense qu'en s'arrêtant aux deux observations des températures extrêmes, on obtiendra des résultats plus exacts.

La différence que nous observons dans la culture des plantes, dépend moins de la température moyenne, que de la lumière directe et de l'état serein de l'atmosphère : mais le blé ne murira pas, si la température moyenne descend à 8 ou 9 degrés centigrades.

L'Europe peut être regardée comme la partie occidentale d'un grand continent, et sujette à toutes les influences qui

rendent les côtes occidentales de tous les continens plus chaudes que les côtes orientales. La même différence que nous observons sur les deux côtes de l'Atlantique, existe sur les deux côtes de la Mer Pacifique. Dans la partie septentrionale de la Chine, les extrêmes des saisons se font beaucoup plus sentir qu'aux mêmes latitudes dans la nouvelle Californie; et à l'embouchure du Colombia. Sur la côte orientale de l'Amérique septentrionale, nous avons les mêmes extrêmes que dans la Chine. On trouve à New-York le même été qu'à Rome, et l'hiver de Copenhague; à Quebec on a l'été de Paris et l'hiver de Pétersbourg. Et de même, à Pékin, où la température moyenne de l'année est celle des côtes de Bretagne, les ardeurs de l'été sont plus fortes qu'au Caire, et le froid de l'hiver aussi rigoureux qu'à Upsal. Cette analogie entre les côtes orientales de l'Asie et de l'Amérique, prouve suffisamment que les inégalités des saisons dépendent du prolongement et de l'élargissement des continens vers le pôle, et de la fréquence des vents de Nord-Ouest, et non de la proximité de quelques plateaux, ou de l'élévation des terres voisines.

L'Irlande offre, suivant M. de Humboldt, un des exemples les plus frappans de la réunion d'hivers très-doux et d'étés froids et humides; la température moyenne, en Hongrie, est pour le mois d'août de 22° centigrades, tandis qu'elle ne s'élève à Dublin, qu'à 16 de ces degrés. En Belgique et en Écosse, les hivers sont plus doux qu'à Milan.

On donne, à l'article climat, *Encyclopedia britannica*, supplément, la règle très-simple qui suit, pour déterminer le changement de température produit par la raréfaction ou la condensation subite de l'air. *Multipliez 25 par la différence entre la densité de l'air et son réciproque, le produit sera la différence de température en degrés centigrades.* Ainsi, la densité étant deux fois, ou une demie, $25 \times 2 - \frac{1}{2} = 37,5$ centigrades, indiquera le changement de température. Lorsque l'air est condensé de 30 fois son volume,

alors on a, par cette formule, 725° centigrades pour l'élévation de température, ou le produit de $25 \times 30 - \frac{1}{10}$. Mais, suivant M. Gay-Lussac, une condensation de l'air d'un cinquième de son volume suffit pour enflammer l'amadou, condensation qu'il évalue à 300° centigrades (*Journal of Science*, vol. VII, page 177). Ce résultat d'expérience ne peut se concilier avec la formule du professeur Leslie, qui n'estime qu'à 112.5 la chaleur produite par une condensation de l'air, d'un cinquième de son volume.

Il paraît très-probable que les climats des contrées de l'Europe étaient plus rigoureux dans les anciens temps qu'ils ne le sont actuellement; car César dit, que la vigne ne pourrait être cultivée dans la Gaule, à raison du froid de ses hivers. Le renne, qui ne se rencontre aujourd'hui que dans la zone de la Laponie, habitait alors les Pyrénées. Le Tibre était souvent gelé à sa surface, et l'on voyait le sol, dans le voisinage de Rome, couvert de neige pendant plusieurs semaines de suite; ce qui n'a presque jamais lieu de notre temps. Sous le règne d'Auguste, la surface du Rhin et du Danube était généralement gelée pendant plusieurs mois d'hiver; les Barbares, qui, peu de siècles après, firent irruption dans l'Empire romain, transportaient leurs armes et leurs chariots sur la glace de ces fleuves. L'amélioration qui s'opère continuellement dans le climat de l'Amérique, prouve que la puissance de l'homme s'étend aux phénomènes qui, par la grandeur et la diversité de leurs causes, semblaient être entièrement placés au-delà des bornes de sa faculté d'action. A la Guiane, dans l'Amérique méridionale, à moins de cinq degrés de l'équateur, les habitans, vivant il y a un siècle au milieu d'immenses forêts, étaient obligés d'allumer des feux le soir, pour adoucir la rigueur du froid. En éclaircissant ces forêts, on est parvenu à abréger la durée de la saison pluvieuse, et la chaleur du pays s'est tellement augmentée, qu'aujourd'hui un feu serait considéré comme incommode; il tonne continuellement dans les bois, rarement dans les parties cultivées.

Cependant, les saignées du sol, et la destruction des forêts, ne peuvent être comptées parmi les sources de l'accroissement de chaleur des hivers d'Italie. Les auteurs d'ouvrages de chimie ont omis de noter la cause astronomique de l'amélioration progressive des climats de l'hémisphère septentrional. En conséquence de ce que la portion apogée de l'orbite de la terre est contenue entre notre équinoxe du printemps et notre équinoxe d'automne, notre été de moitié de l'année, ou l'intervalle qui s'écoule pendant que le soleil traverse l'équateur au printemps et dans l'automne, est de sept jours plus long que notre hiver de moitié d'année. C'est aussi la raison du refroidissement relatif de l'hémisphère méridional.

*Bandes isothermes, et distribution de la chaleur
sur le globe.*

Les températures sont exprimées en degrés du thermomètre centésimal; les longitudes sont comptées à l'E. et à l'O. du premier méridien de l'observatoire de Paris. Les températures moyennes des saisons ont été calculées de manière, que celles des mois de décembre, janvier et février forment la température moyenne de l'hiver. On a donné le signe ☉ aux endroits dont les températures moyennes ont été déterminées avec le plus de précision, ordinairement par des moyennes de 8000 observations. Les courbes isothermes ayant un sommet convexe en Europe, et deux sommets concaves dans l'Asie et l'Amérique orientales, on a indiqué le système de climat auquel appartiennent les différens lieux.

BANDES isothermes.	NOMS des lieux.	POSITION			TEMPÉRA- TURE moyenne de l'année.	PARTAGE DE LA CHALEUR entre différentes saisons.					MAXIMUM ET MINIMUM	
		en latitude.	en longitude.	en hauteur en toises.		Températ. moyenne de l'hiver.	Températ. moyenne du printemps.	Températ. moyenne d'été.	Températ. moyenne de l'automne.	Températ. moyenne du mois le plus chaud.	Températ. moyenne du mois le plus froid.	
BANDES ISOTHERMES de 0° à 5°.	Nain..	57° 8'	63° 40' O	0	- 3°,1	- 18°	- 4°,5	+ 9°,1	+ 12,7	11°	- 24°	
	⊙ Enontekies.	68 30	18 27 E	226	- 2,8	- 17,6	- 3,9			15,3	- 18,1	
	Hospice du S. Gotthard..	46 30	6 3 E	1065	- 0,9	- 7,6	- 3,1	+ 7,2		7,9	- 9,4	
	Cap Nord..	71 0	23 30 E	0	0,0	- 4,6	- 1,3	+ 6,3		8,1	- 9,4	
	⊙ Uleco..	65 3	23 6 E	0	+ 0,6	- 11,2	- 2,7	+ 14,3		16,4	- 13,5	
	⊙ Umeo..	63 50	17 56 E	0	+ 0,7	- 10,6	- 1,0	+ 12,7		17,0	- 11,4	
	⊙ Pétersbourg.	59 56	27 59 E	0	+ 3,8	- 8,3	- 3,4	+ 16,7		18,7	- 13,0	
	Drontheim.	63 24	8 2 E	0	4,4	- 4,6	- 1,8	+ 16,3		18,3	- 6,9	
	Moscow ..	55 45	35 12 E	145	+ 4,5	- 11,8	+ 6,7	+ 19,5		21,4	- 14,4	
	Abo ..	60 27	19 58 E	0	+ 4,6	- 6,2	+ 3,5	+ 16,6				
BANDES ISOTHERMES DE 5° A 10°.	⊙ Upsal..	59 51	15 18 E	0	5,6	- 3,9	- 4,1	+ 15,7	6,0	16,9	5,3	
	⊙ Stockholm.	59 20	15 43 E	0	5,7	- 3,6	- 3,5	+ 16,6	6,2	17,8	5,1	
	Quebec..	46 47	73 30 O	0	5,4	- 9,9	- 3,8	+ 20,0	7,8	23,0	10,1	
	Christiani..	59 55	8 28 E	0	6,0	- 1,8	- 3,9	+ 17,0	5,1	19,3	2,0	
	⊙ Couvent de Peyssenberg.	47 47	8 14 E	511	6,1	- 1,9	- 5,6	+ 14,7	6,1	15,2	1,0	
	⊙ Copenhague.	55 41	10 15 E	0	7,6	- 0,7	- 5,1	+ 17,0	9,1	18,7	2,7	
	⊙ Kendal..	54 17	5 6 O	0	7,9	- 2,7	- 7,3	+ 13,8	7,9	14,5	1,6	
	Hes Malouines.	51 25	62 19 O	0	8,3	- 4,2	- 8,1	+ 11,7	9,2	13,2	3,0	
	⊙ Prague..	50 5	12 4 E	0	9,7	- 0,3	- 8,7	+ 20,5	10,1			
	⊙ Göttingue..	51 32	7 33 E	76	8,3	- 0,9	- 6,8	+ 18,2	9,3	19,1	1,3	
	⊙ Zurich..	47 22	6 12 E	225	8,8	- 1,3	- 9,0	+ 17,8	9,4	18,7	2,9	
	⊙ Edimbourg.	55 57	5 30 O	0	9,2	- 1,3	- 8,0	+ 14,6	9,2	15,2	3,5	
	Varsovie..	52 14	18 42 E	0	8,8	- 1,8	- 8,6	+ 20,6	9,7	21,3	2,7	
	⊙ Coire..	46 56	7 10 E	312	9,4	- 0,2	- 10,0	+ 17,4	10,2	18,1	1,4	
	Dublin ..	53 21	8 39 O	0	9,5	- 4,0	- 8,5	+ 15,3	10,0	16,2	1,0	
	Berne ..	46 56	5 6 E	275	9,6	- 0,0	- 9,4	+ 19,2	9,9	19,6	0,8	
	⊙ Genève..	46 12	3 48 E	180	9,6	- 1,5	- 8,7	+ 18,7	10,0	19,2	1,2	
	⊙ Manheim.	49 29	6 8 E	72	10,1	- 1,0	- 9,8	+ 19,5	9,9	20,4	0,8	
	Vienne..	48 12	14 2 E	70	10,3	- 0,4	- 10,7	+ 20,7	10,3	21,4	3,0	

CLINOMÈTRE. On a donné ce nom à un instrument propre à mesurer l'épaisseur des couches des minéraux. Il fut dans l'origine inventé par R. Griffith, professeur de géologie à la Société de Dublin; et, depuis, il a été modifié par M. Jardine et lord Webb-Seymour. Il a été donné, dans le troisième volume *of the Geological Transactions*, une description et un dessin de cet instrument perfectionné. L'instrument de lord Webb était d'une très-grande perfection; il a été exécuté par le célèbre artiste Troughton.

COBALT. Le cobalt est un métal cassant, mou, mais difficilement fusible, d'une couleur gris-rougeâtre, ayant peu d'éclat, et une pesanteur spécifique de 8,6. Il se fond, dit-on, à 130° de Wedgwood. Il est généralement associé, dans ses mines, avec le nickel, l'arsenic, le fer et le cuivre; et le cobalt du commerce contient ordinairement une certaine quantité de ces différens métaux. Pour les séparer, on calcine le métal avec quatre parties de nitre, et on lave bien à l'eau chaude, afin d'enlever l'arseniate soluble de potasse qui s'est formé. On fait ensuite dissoudre le résidu dans l'acide nitrique étendu, et l'on plonge dans la dissolution une lame de fer qui en précipite le cuivre. On filtre la liqueur, on l'évapore à siccité, et l'on fait digérer la masse avec de l'ammoniaque liquide, qui dissout seulement les oxides de nickel et de cobalt. Après avoir chassé, par une douce chaleur, de la dissolution ammoniacale bien claire l'excès d'alcali qu'elle contenait, on y ajoute avec précaution de la potasse, qui en précipite l'oxide de nickel. On filtre aussitôt la liqueur, et, en la faisant bouillir, l'oxide de cobalt pur s'en sépare. On le réduit à l'état métallique en le calcinant avec de l'huile et du noir de fumée. M. Laugier recommande de traiter par l'acide oxalique la dissolution ammoniacale; il redissout ensuite dans l'ammoniaque liquide concentrée les oxalates de nickel et de cobalt qui se sont précipités, et il expose cette dissolution à l'air. A mesure que

l'ammoniaque se sépare, il se dépose de l'oxalate de nickel mêlé avec de l'ammoniaque; et par des cristallisations successives, le nickel se sépare en entier de la liqueur. Il n'y resté donc plus qu'une combinaison d'oxalate de cobalt et d'ammoniaque, qu'on peut aisément réduire à l'état métallique par le moyen du charbon. La petite quantité de cobalt qu'entraîne le sel de nickel, dans sa précipitation, peut en être séparée par digestion dans de l'eau d'ammoniaque.

Le cobalt est magnétique, mais à un plus faible degré que l'acier et le nickel.

L'oxygène se combine avec le cobalt en deux proportions, formant un protoxide bleu foncé et un deutoxide noir. Le premier se dissout dans les acides sans effervescence; on l'obtient en chauffant doucement au rouge, dans une cornue, l'oxide précipité par la potasse de la dissolution dans l'acide nitrique. Suivant M. Proust, le protoxide consiste dans 100 de métal + 19,8 d'oxygène; et Rothoff établit la composition du deutoxide à 100 + 36,77. En prenant pour le premier 18,5, et pour le second 37, nous voyons que le nombre équivalent du cobalt sera 5,4; et les deux oxides seront formés, savoir:

Protoxide. . {	Cobalt. . .	5,4	100	84,38
	Oxigène. . .	1,0	18,5	15,62
				100,00
Deutoxide. . {	Cobalt. . .	5,4	100	73
	Oxigène. . .	2,0	37	27
				100

L'oxide de cobalt précipité, lavé et chauffé doucement, en contact avec l'air, passe à l'état de peroxide noir.

Quand on chauffe le cobalt dans le chlore gazeux, il prend feu et il se forme un chlorure. L'iodure, le phosphore et le sulfure de ce métal n'ont pas été beaucoup examinés.

Les sels de cobalt sont intéressans, à cause des change-

mens remarquables de couleur dont ils sont susceptibles.

Leur dissolution est rouge quand elle est neutre, mais verte quand elle est avec léger excès d'acide : les alcalis produisent un précipité bleu dans les sels de cobalt purs ; mais il est brun-rougeâtre, quand il y a présence d'acide arsenique. L'hydrogène sulfuré n'y produit point de précipité ; mais les hydrosulfures en précipitent une poudre noire, qui se redissout dans un excès du précipitant. La teinture de noix de galle donne lieu à un précipité blanc-jaunâtre, et l'acide oxalique à un oxalate rouge. Le zinc ne précipite point ce métal.

On peut former le sulfate de cobalt, soit en faisant bouillir l'acide sulfurique sur le métal, soit en dissolvant son oxide dans l'acide. Par évaporation, on peut obtenir le sel en prismes rhomboïdaux aciculaires, de couleur rougeâtre. Ils sont insolubles dans l'alcool, mais ils se dissolvent dans 24 fois leur poids d'eau. Ce sulfate est formé, d'après l'analyse de Bucholz, de :

	Expérience			Théorie	
Acide. . . .	26	ou 1	proportion	5,0	24,4
Protoxide. .	50	1		6,4	31,4
Eau.	44	8		9	44,2
	100			20,4	100,0

Sa synthèse hypothétique, d'après le docteur Thomson, est fort éloignée du résultat de l'expérience ; ce qui est dû à ce qu'il prend 3,625 pour le nombre représentant un atôme du métal, et 4,625 pour celui de son oxide. Il donne, pour les parties constituantes de ce sel, 28,57 acide + 26,43 protoxide + 45 eau.

Le nitrate de cobalt forme des cristaux rouges prismatiques, déliquescents. Une chaleur rouge modérée le décompose. Le muriate se produit aisément en faisant dissoudre l'oxide dans l'acide muriatique. Sa dissolution neutre est bleue à l'état de concentration, et rouge quand elle est étendue ; mais un léger excès d'acide la fait passer au vert.

Suivant Klaproth, la dissolution du muriate pur forme une encre sympathique ; dont les caractères deviennent bleus quand on chauffe le papier ; mais ils deviennent verts, quand le sel contient du fer. J'ai trouvé, que l'addition d'une petite quantité de nitrate de cuivre à la dissolution, produit une encre sympathique qui, par la chaleur, donne une superbe couleur jaune-verdâtre. En ajoutant à l'encre une petite quantité de muriate de soude, ou de magnésie, ou de chaux, ses traces sur le papier disparaissent aussitôt qu'on l'a retiré du feu ; ce qui prouve que sa belle couleur verte, bleue ou jaune est due à la concentration par la chaleur des traces salines, et leur disparition à la réabsorption de l'humidité. A une chaleur rouge, la plus grande partie du muriate de cobalt se sublime en un chlorure de couleur grise. L'acétate forme une encre sympathique, dont les caractères prennent, par la chaleur, une belle couleur bleu-foncé. L'arséniate de cobalt se trouve natif en belles efflorescences rougeâtres, et en cristaux. (Voyez MINES DE COBALT.) On peut obtenir un crème-tartrate de cobalt en beaux cristaux rhomboïdaux, en ajoutant du tartrate de potasse à une dissolution de cobalt, et soumettant la liqueur à une évaporation lente. Il se forme un ammonio-nitrate de cobalt en cristaux cubiques rouges, en ajoutant un excès d'ammoniaque à la dissolution nitrique, et évaporant à une très-douce chaleur. Ces cristaux ont une saveur urineuse, et sont permanens dans l'air. L'oxalate rouge est soluble dans un excès d'acide oxalique ; d'où il suit, que l'oxalate neutre de potasse est un réactif convenable pour précipiter le cobalt. On peut former le phosphate par double décomposition. C'est une poudre pourpre insoluble, qui, chauffée avec huit parties d'alumine gélatineuse, produit une belle couleur bleue, qu'on substitue à l'outremer. L'oxide de cobalt possède la propriété de colorer les mélanges vitrifiables, à un plus haut degré peut-être qu'aucun autre métal ; une partie donne une belle teinte bleue à 250 parties de verre. Le safre est un mélange de poudre de caillou et d'oxide impur de cobalt,

préparé par la calcination des mines. Le smalt et le bleu d'azur ne sont que du verre de cobalt réduit en poudre fine. (*Voyez VERRE.*)

COBALUS. Nonr d'un esprit qui détruisait les travaux des mineurs. Le rituel des églises d'Allemagne contenait autrefois une prière pour l'expulsion de ce démon. Les mines de cobalt, qu'on regardait dans ces temps comme mystérieuses et intraitables, avaient reçu le surnom de l'esprit-malin, *cobalt*.

COCCOLITE. C'est un minéral de différentes nuances de vert, qui se rencontre en masse. Il est en concrétions distinctes à gros grains, et cristallisé en prismes à six pans, avec deux bords latéraux opposés, aigus, et en biseau sur les extrémités, avec plans en biseau sur les bords latéraux aigus. Ce minéral se présente aussi en prismes à quatre pans. Les cristaux sont en général arrondis sur les angles et les bords. A l'intérieur, l'éclat est celui du verre. Le clivage est double oblique angulaire. La cassure est inégale. Ce minéral est translucide sur les bords. Il raye l'apatite, mais non pas le feldspath. Il est cassant. Sa pesanteur spécifique est 5,5. Il se fond difficilement au chalumeau. Ses parties constituantes sont, d'après Vauquelin : silice 50, chaux 24, magnésie 10, alumine 1,5, oxide de fer 7, oxide de manganèse 3, perte 4,5.

La coccolite se trouve avec la pierre calcaire grenue, avec le grenat et la pierre de fer magnétique, en couches subordonnées dans la formation de Trapp. On l'a rencontrée à Arendal en Norvège, à Nericke en Suède, à Barkas en Finlande, dans le Harz, dans la Basse-Saxe, et en Espagne.

COCHENILLE. On supposait autrefois que la cochenille était une graine; elle porte même encore aujourd'hui, parmi des teinturiers distingués, ce nom, quoiqu'on sache, par les

découvertes des naturalistes, que c'est un petit insecte qui nous vient du Mexique, où il vit sur différentes espèces d'opuntia.

La belle cochenille, quand elle a été bien séchée et conservée d'une manière convenable, doit être d'une couleur grise inclinant au pourpre. La couleur grise est due à une poussière dont elle est naturellement recouverte, et dont elle retient toujours une partie; et sa teinte pourpre provient de la couleur enlevée par l'eau dans laquelle on a fait périr l'insecte. La cochenille peut se conserver pendant très-long-temps dans des endroits secs. Hellot assure en avoir essayé des échantillons conservés depuis cent trente années; et il trouva qu'ils produisaient une aussi belle couleur que les plus récents.

MM. Pelletier et Caventon ont trouvé dernièrement que la matière colorante très-remarquable qui constitue la principale partie de la cochenille, est mêlée avec une matière animale particulière, une matière grasse analogue à la graisse ordinaire, et avec différents sels. Après avoir séparé la graisse au moyen de l'éther, et traité le résidu par l'alcool bouillant, ils laissèrent refroidir l'alcool, l'évaporèrent à une très-douce chaleur, et obtinrent par ce moyen la matière colorante; mais elle se trouvait encore mêlée avec un peu de graisse et de matière animale. On la sépara tout-à-fait de ces substances en la dissolvant de nouveau dans de l'alcool froid, qui ne toucha point à la matière animale, et mêlant la dissolution avec de l'éther; ils précipitèrent ainsi la matière colorante dans un grand état de pureté, et lui donnèrent alors le nom de *carmine*. La carmine se fond à 50° centigrades, se boursouffle et se décompose, mais sans donner aucune trace d'ammoniaque: Cette substance est très-soluble dans l'eau, un peu dans l'alcool, et nullement dans l'éther, si ce n'est par l'intermédiaire de la graisse. Les acides la font passer, du cramoisi, d'abord au rouge vif, puis elle finit par acquérir une teinte jaune; les alcalis, et en général tous les protoxides, la font virer au violet. L'alumine la sépare de l'eau, et elle est convertie en laque d'un beau rouge. Le carmin est un composé

triple d'une matière animale, de *carmine*, et d'un acide qui avive la couleur. L'acide muriatique agit de la même manière, en changeant la couleur cramoisi de la cochenille en rouge écarlate.

Le docteur John appelle *cocheniline* la matière colorante de la cochenille. Suivant lui, les parties constituantes de l'insecte sont :

Cocheniline.	50,0
Gelée.	10,5
Cire grasse.	10,0
Mucus gélatineux.	14,0
Matière éclatante.	14,0
Sels.	1,5
	100,0

COHÉSION. La cohésion, ou attraction de cohésion, est cette force en vertu de laquelle les particules d'un corps adhèrent les unes aux autres. La cohésion absolue des solides est mesurée par la force qu'il faut employer pour les désunir. Il se développe en-même-temps de la chaleur. A la manufacture de câbles de fer du capitaine Brown, il fallut, pour rompre une barre cylindrique de fer de 38 millimètres de diamètre, une force de 4600 kilogrammes. Le barreau, avant sa rupture, s'allongea d'environ 127 millimètres, et la section de la fracture se réduisit à environ 9,5 millimètres de diamètre. Il se développa dans cette partie une quantité de chaleur telle, que, suivant M. Barlow de Woolwich, on éprouvait, en serrant la barre avec la main, une sensation désagréable, et en quelque sorte douloureuse. La même chose a lieu à un plus haut degré en tirant en fils. Quand la force est appliquée de manière à comprimer le corps, il diminue de volume dans la direction de la force que l'on nomme *force de compression*, et l'aire de sa section, perpendiculaire, à la direction de la force, s'étend. La force de cohésion, calculée d'après la force transversale,

est aussi rapprochée, ou peut-être même plus encore, de la cohésion réelle, que celle conclue en séparant les corps par la force. La force de cohésion des métaux augmente beaucoup par la filière, le laminage, et l'action du marteau. Dans les tables de cohésion faites avec soin par M. Thomas Tredgold, et publiées dans le 50^e volume *Tilloch's Magazine*, on a pris pour unité la cohésion spécifique d'une plaque de verre, substance qu'on peut regarder comme uniforme.

On a présenté, dans la table qui suit, les résultats des expériences de M. Georges Rennie jeune, publiées dans les Transactions philosophiques pour 1818, ainsi que dans le tome 9.^e des Annales de chimie et de physique.

M. Rennie a trouvé qu'il fallait les poids suivans pour briser un pouce cube (16,5 centimètres cubes) des substances ci-dessous :

	kilogr.
Orme.	581,6
Pin d'Amérique.	727,5
Bois blanc.	875,5
Chêne anglais.	1748
<i>Id.</i> long de 127 millim. ; s'est éclaté	
avec.	1165
<i>Id.</i> long de 101 millimètres.	2551
Prisme de pierre de Portland, longue de 50 mil-	
limètres.	364,6
<i>Id.</i> , marbre de statuaire.	1456
Pierre blanche, dite <i>craig-leith</i>	5936

Cubes d'un pouce et demi. (38 millim.)

	Pes. spécif.	kilogr.
Chaux.		510
Brique rouge pâle.	2,085	575
Pierre de roc, Gloucestershire.		656
Brique rouge moyenne de deux épreuves.	2,168	825
Brique de Hammersmith.		1020

	Pes. spécif.	kilogr.
Brique de Hammersmith brûlée.		1469
Brique de Stourbridge.		1750
Grit de Derby, pierre siliceuse rouge et friable.	2,516	3202
<i>Idem</i> d'une autre carrière.	2,428	4428
Pierre blanche de Killaly non stratifiée.	2,423	4619
Pierre de Portland.	2,428	4658
Pierre blanche, dite <i>craig-leith</i>	2,452	5592
Pavé d'Yorkshire, parallèlement aux couches.	2,507	5825
<i>Idem</i> , perpendiculairement aux couches.	2,507	5825
Marbre blanc statuaire non veiné.	2,760	6175
Pierre siliceuse de Brannfall près Leyde, parallèlement aux couches.	2,506	6175
<i>Idem</i> , perpendiculairement aux couches.	2,506	6175
Granit de Cornouailles.	2,662	6479
Pierre siliceuse de Dundée.	2,550	6758
Cube de 50 millim., pierre de Portland.	2,423	6758
Pierre <i>craig-leith</i> , parallèlement aux couches.	2,452	7048
Marbre rouge de Devonshire.	"	7571
Pierre à chaux compacte.	2,584	7861
Granit à grain serré de Peterhead.	"	8442
Pierre à chaux noire et compacte de Limerick.	2,598	9025
Pierre de Purbek.	2,599	9336
Marbre blanc de Brabant.	2,607	9596
<i>Freestone</i> très-dure.	2,528	9628
Marbre blanc italien, veiné.	2,726	9868
Granit d'Aberdeen, blen.	2,625	11125
<i>Cubes de différents métaux, de 6,5 millimètres de côté.</i>		
Fer coulé.	4427	
Cuivre coulé.	3515	

Cuivre jaune fin.	4667
Cuivre battu.	2917
Etain coulé.	4376
Plomb coulé.	2188

Des barres de différens métaux, longues de 152 millimètres, et épaisses de 6,3 millimètres de côté, et serrées dans un étau, furent rompues par les poids suivans :

Fer coulé horizontalement. . . .	528 kil.
<i>Idem</i> , verticalement.	551
Acier coulé (<i>Tilted</i>).	3801
Acier boursoufflé, réduit au mar- teau.	3770
Acier (<i>Shear</i>) <i>idem</i>	3615
Fer de Suède.	2040
Fer d'Angleterre.	1582
Métal de canon dur, moyenne de deux épreuves.	1028
Cuivre battu.	956
Fonte de Cuivre.	540
Fonte jaune fine.	508
Fonte d'Etain.	134
Fonte de Plomb.	51

Voyez, pour les expériences sur la torsion des barres, le Mémoire original.

Les forces des fers de Suède et de ceux d'Angleterre ne conservent pas entre elles, dans ces expériences, le même rapport qu'elles avaient présenté dans les essais du Comte de Sickingen, comparés à ceux faits à Woolwich, et dont on a présenté un exposé dans les *Annals of Philosophy*, VII, 520. Il résultait de cette comparaison, que ces forces étaient dans le rapport suivant :

* Fer anglais.	548,58
Fer de Suède.	549,25

tandis que, d'après M. Rennie, ces forces sont dans la proportion de :

Fer anglais.	348,28
Fer de Suède.	449,34

différence matérielle sur laquelle on doit porter son attention.

La table suivante représente les résultats de quelques expériences anciennes sur la force de cohésion ou la ténacité des corps.

millim.		kil.
Un fil de 2,5 de zinc est rompu avec un poids de		11,70 Mushenbrock
<i>Idem.</i>	plomb.	13,14 Emerson.
<i>Idem.</i>	étain.	22,14 <i>Idem.</i>
<i>Idem.</i>	cuivre.	134,64 <i>Idem.</i>
<i>Idem.</i>	laiton.	162,00 <i>Idem.</i>
<i>Idem.</i>	argent.	166,50 <i>Idem.</i>
<i>Idem.</i>	fer.	202,50 <i>Idem.</i>
<i>Idem.</i>	or.	225,00 <i>Idem.</i>
Un cylindre de 25 millim. en fer.		2849,00 Rumford.

Suivant Sickingen, les forces de cohésion des différens métaux sont dans les rapports suivans :

Or.	150955
Argent.	190771
Platine.	262361
Cuivre.	304696
Fer doux.	362927
Fer dur.	559880

Un fil-de-fer de 2 millimètres supporterait justement 247,26^{kil}
 Le nombre donné pour l'or, par Emerson, est très-inexact.
 En général, le fer est environ quatre fois plus fort que le chêne, et six fois plus que le sapin.

COHOBATION. Opération qui consiste à redistiller plusieurs fois de suite le même liquide sur les mêmes substances.

COLCHIQUE automnale. Plante médicinale, dont la racine, prise en infusion vineuse, possède, ainsi que l'a fait voir sir E. Home, la propriété de soulager les douleurs de goutte, comme la préparation empirique connue sous le nom d'*eau médicinale d'Hussbn*. On doit séparer, par la filtration, le sédiment de l'infusion, parce qu'il occasionnerait des tranchées, le malaise, et des vomissemens.

COLCOTAR. Oxyde rouge brun de fer, qui reste quand on a chassé par la chaleur l'acide sulfurique du sulfate de ce métal; les artistes qui l'emploient pour polir le verre et d'autres substances, l'appellent *crocus* ou *crocus de Mars*.

COLLE DE POISSON. Cette substance consiste presque totalement en gélatine, 100 parties de bonne colle de poisson sèche contenant au-delà de 98 parties de matière soluble dans l'eau.

On fait cette espèce de colle avec un certain poisson qui se trouve dans le Danube et les fleuves de la Russie. On en fait également, suivant Willoughby et autres, avec les vessies natatoires et autres parties du beluga; et selon Neumann, avec le huso des Allemands, et autre poisson, qu'il a fréquemment vu exposé en vente dans les marchés publics de Vienne. M. Jackson remarque que les vessies natatoires du cabillaud, convenablement préparées, fournissent cette substance; et que dans les lacs d'Amérique, il se trouve en abondance un poisson, dont on peut obtenir la plus belle espèce de colle.

On enlève au poisson, lorsqu'il est encore frais, sa vessie natatoire, et après l'avoir fendue, et ensuite lavée pour en enlever les parties grasses et glaireuses, on la dépouille d'une membrane très-fine qui l'enveloppe, après quoi on l'expose à l'air pour qu'elle y prenne un peu de roideur. Dans cet état, on en forme des rouleaux d'environ un doigt d'épaisseur, et d'une longueur convenable d'après

la dimension adoptée dans le commerce. On choisit en général une membrane mince pour le centre du rouleau, autour duquel le surplus est plié alternativement, et chaque extrémité est tournée en-dedans, sur environ un demi-pouce de long.

C'est dans l'été que se fabrique la meilleure colle de poisson, la gelée lui donnant une couleur désagréable, lui enlevant de son poids, et altérant ses principes gélatineux.

La colle de poisson, bouillie dans du lait, forme une gelée douce nutritive; l'on en fait ainsi quelquefois emploi en médecine. Cette gelée, lorsqu'elle a acquis par l'art du cuisinier un goût agréable, est le blanc-manger de nos tables. C'est avec une dissolution de colle de poisson dans l'eau, à laquelle on ajoute une très-petite proportion de quelque baume, étendue sur de la soie noire, que se fait le taffetas gommé, connu sous le nom de taffetas d'Angleterre des boutiques.

COLOPHANE. La colophane, ou résine noire, est le résidu résineux qu'on obtient, après la distillation, de l'huile légère et du baume rougeâtre épais de la térébenthine.

COLOPHONITE. Minéral noirâtre, ou brun-jaunâtre, ou de couleur orangé; son éclat est résineux et brillant; sa cassure conchoïde. Sa pesanteur spécifique est 4,0. Il est formé de silice 35, alumine 13,5, chaux 29,0, magnésie 6,5, oxide de fer 7,5, oxide de manganèse 4,75, et oxide de titane 0,5. On le rencontre en masse, en concrétions granulaires anguleuses, et en dodécaèdres rhomboïdaux, dont les surfaces présentent une apparence de fusion. C'est le grenat résineux de Haüy et de Jameson. On l'a trouvé dans la mine de fer magnétique d'Arendal en Norwège; on l'a aussi rencontré dans le Piémont et à Ceylan.

COLUMBIUM ou COLOMBIUM. Si, après avoir mêlé avec

du charbon l'oxide de colombium décrit à l'article *acide colombique*, on l'expose dans un creuset de charbon à une violente chaleur, on obtient pour résultat le colombium métallique. Sa couleur est le gris foncé; et quand sa surface a été récemment enlevée, son éclat est à-peu-près celui du fer. Le docteur Wollaston trouva que la pesanteur spécifique de ses particules agglomérées était de 5,61. Ces grains métalliques rayent le verre et se laissent aisément réduire en poudre. Les acides nitrique, muriatique et l'eau régale ne lui font éprouver aucun changement, même quand leur action est favorisée par une digestion de plusieurs jours. On est parvenu à allier ce métal avec le fer et le tungstène. (*Voyez ACIDE COLOMBIQUE.*)

COMBINAISON. C'est l'union intime, en vertu de l'attraction chimique, des particules de substances différentes, de manière à former un composé possédant des propriétés nouvelles et caractéristiques. (*Voyez ATTRACTION, EQUIVALENS et GAZ.*)

COMBUSTIBLE. On nomme combustible tout corps qui, en s'unissant rapidement avec d'autres, occasionne un dégagement de chaleur et de lumière; mais, pour déterminer cette rapidité de combinaison, ou intensité d'action chimique, il est nécessaire que la température se trouve élevée à un certain degré, qui varie pour chaque combustible différent; et si cette différence pouvait être présentée en forme de table, elle établirait leur échelle d'*inflammabilité*, ou indiquerait à quel degré ils sont inflammables.

Stahl adopta et rectifia l'idée commune que la chaleur et la lumière provenaient du combustible lui-même; Lavoisier avança une opinion opposée et encore plus restreinte, savoir que la chaleur et la lumière étaient dues l'une et l'autre au gaz oxygène contenu dans l'air et autres corps, gaz qu'il regardait comme le véritable *aliment* du feu. L'idée de

Stahl est peut-être plus juste que celle de Lavoisier ; car plusieurs combustibles peuvent brûler ensemble sans qu'il y ait présence d'oxygène ou de tout autre soutien analogue, imaginaire, ainsi que l'on a improprement appelé le chlore et les autres corps qui jouent le rôle de l'oxygène dans certains cas. Le soufre, l'hydrogène, le carbone et l'azote seraient, avec autant de raison que l'oxygène et le chlore, nommés *soutiens de combustion* ; car le potassium brûle vivement dans l'hydrogène sulfuré et dans le cyanogène, et la plupart des métaux brûlent avec le soufre seul. Il se dégage de la chaleur et de la lumière, accompagnées d'un changement de propriétés et de la saturation réciproque des corps qui se sont unis. Tous les gaz combustibles sont certainement capables de produire de la chaleur au degré d'incandescence, comme on le voit par leur condensation mécanique.

En bonne logique, on trouverait peut-être plus de raison pour faire regarder l'oxygène, le chlore et l'iode comme étant réellement des corps combustibles, que les substances auxquelles on a particulièrement réservé ce nom. Les expériences faites au moyen du briquet à pompe ou pneumatique, et le phénomène de la décomposition de l'*euchlorine*, prouvent qu'il peut être fourni de la lumière aussi bien que de la chaleur par l'oxygène et le chlore. Par conséquent, si le corps qui émet ou peut émettre de la lumière et de la chaleur en grande quantité quand on le fait agir sur d'autres corps, est regardé comme un combustible, le chlore et l'oxygène méritent cette dénomination aussi bien que le charbon et le soufre. Les partisans du système de Lavoisier regardent l'azote comme un *incombustible* simple. Cependant sa condensation mécanique prouve qu'il peut produire par lui-même une chaleur incandescence; et par son union avec le chlore, l'iode et les oxides métalliques, toutes substances incombustibles suivant le système antiphlogistique, il donne lieu à des composés qui possèdent les propriétés combustibles à un degré très-éminent, et suivi quelquefois de redoutables effets. Il est affli-

geant de songer avec quelle confiance les fictions de la doctrine de Lavoisier ont été admises et propagées par les compilateurs chimistes, quelquefois trop incrédules sur des sujets qui méritent raisonnablement d'être crus.

Les polarités électriques sont voir incontestablement ; ce que personne ne sera tenté de nier, qu'il existe des différences frappantes entre l'oxygène, le chlore et l'iode d'une part, et de l'autre, l'hydrogène, le charbon, le soufre et le phosphore. Les premiers corps sont attaqués par le pôle positif de la batterie voltaïque et les seconds par le pôle négatif. Mais, de ce fait, on ne peut encore rien conclure de définitif ; parce que dans les actions réciproques des corps qu'on appelle combustibles, et sans la présence de l'autre classe de corps, il y a développement de polarités électriques opposées. Le soufre et des plaques métalliques produisent, par leur frottement mutuel, ou même par le simple contact, des changemens électriques qui semblent prouver que le soufre devrait être rangé avec l'oxygène, le chlore et les acides, et séparé des combustibles dont les polarités électriques sont négatives. L'hydrogène sulfuré se range aussi avec l'oxygène et les acides dans ses rapports électriques avec les métaux. On peut juger par les faits suivans et avérés, combien serait vague et trompeuse une méthode de classification établie sur la polarité électrique. « Parmi les substances qui se combinent chimiquement, toutes celles dont les énergies électriques sont bien connues, présentent des états opposés ; ainsi, par exemple, le cuivre et le zinc, l'or et le mercure, le soufre et les métaux, les acides et les substances alcalines offrent des électricités contraires. Dans la combinaison voltaïque d'acide nitrique étendu, cuivre et zinc, le côté du zinc, ainsi que cela est bien connu, exposé à l'action de l'acide, est positif ; mais dans les arrangemens de zinc, eau et acide nitrique étendu, la surface exposée à l'acide est électrisée négativement ; et cependant, si l'action chimique de l'acide sur le zinc eût été la cause de l'effet produit, il aurait dû être le même dans

les deux cas ». *On some chemical agencies of Electricity, by sir H. Davy. Phil. Trans. 1807.*

On a partagé les combustibles en simples et composés. Les premiers sont l'hydrogène, le carbone, le bore, le soufre, le phosphore, l'azote et tous les métaux ; la seconde classe comprend les hydrures, carbures, sulfures, phosphures, les alliages métalliques et les produits organiques.

COMBUSTION. On nomme ainsi le dégagement simultané de chaleur et de lumière qui accompagne la combinaison chimique. On a souvent pris ce mot pour synonyme d'inflammation ; terme qui aurait été restreint et appliqué seulement au cas où une substance gazeuse est brûlée. L'ignition est l'incandescence d'un corps, produite par des moyens extérieurs, et sans que la constitution chimique du corps soit changée en aucune manière.

Beccher et Stahl reconnaissant journellement la nécessité du feu pour l'entretien de l'existence humaine, et voyant avec étonnement les *métamorphoses* que cette cause paraissait faire subir au soufre et aux métaux, furent portés à considérer la combustion comme le seul phénomène de la chimie. C'est sur ces bases que Stahl bâtit son système chimique, auquel il donne le titre de *Theoria chemicæ dogmaticæ*, titre caractéristique de l'esprit dogmatique qui était alors enseigné par les Professeurs, et qui fut, pendant presque un siècle entier, le code infallible de leur science. Lorsque les découvertes de Schéele, Cavendish et Priestley eurent fait voir clairement toute l'importance du rôle que jouait l'air dans le plus grand nombre des cas de combustion, l'école française apporta une légère modification à l'hypothèse allemande. Au-lieu de supposer, avec Stahl, que la chaleur et la lumière étaient produites par l'émission d'un principe commun inflammable dégagé par le combustible lui-même, Lavoisier et ses disciples s'appuyèrent avec adresse de l'hypothèse de Black sur la chaleur latente, et soutinrent que la

chaleur et la lumière étaient dégagées du gaz oxygène, au moment de son union ou fixation avec la base inflammable. Tous nos systèmes de chimie actuels, à l'exception d'un seul, prouvent, par un grand nombre de faits, combien ces notions conjecturales ont fait éprouver de changemens à nos connaissances dans cette science.

Le docteur Robison, dans sa préface de *Black's Lectures*, après avoir décrit, peut-être avec trop de zèle, les belles idées de Lavoisier, dit : « Cette théorie de la combustion, le plus grand phénomène et le plus caractéristique de la nature chimique, a enfin reçu une approbation presque générale, quoiqu'après bien des hésitations et une opposition considérable ; et cette théorie a produit, dans la science de la chimie, une révolution complète ». La théorie française de la combustion, comme on l'appela d'abord, ou l'hypothèse sur la combustion, comme on aurait plutôt dû la nommer, fut pendant quelque temps regardée aussi démontrée que la loi de la gravitation ; mais, hélas ! elle s'est évanouie avec les fantômes brillans du jour ; néanmoins la saine logique, la candeur pure et l'exactitude mathématique des conséquences qui caractérisent les élémens de Lavoisier, couvriront toujours son nom d'une gloire immortelle.

Il était réservé à sir H. Davy, son rival dans l'art du raisonnement, de ramener les chimistes, à l'aide d'une série d'investigations sans exemple, du dédale des spéculations imaginaires, dans la route de la raison, plus difficile à-la-vérité, mais plus avantageuse et plus favorable aux progrès de la science. Ses recherches sur la combustion et la flamme, qui ont déjà contribué au bonheur des humains, suffiraient seules pour le placer au premier rang parmi les génies qui ont éclairé les sciences. Je m'efforcerai d'en donner ici un exposé convenablement détaillé, puisque, par une fatalité inconcevable, il se trouve que, dans nos meilleurs Traités de chimie et les plus complets, où l'on a consacré tant de pages aux rêveries des anciens chimistes, les belles et utiles vérités

mises au jour par le plus grand chimiste de l'Angleterre, ont été entièrement oubliées.

Toutes les fois que les forces chimiques qui déterminent la combinaison ou la décomposition s'exercent avec énergie, les phénomènes de combustion, ou d'incandescence avec changement de propriétés, se manifestent. Ainsi donc, la distinction des corps en soutiens de la combustion et combustibles, qui sert de base à quelques derniers Traités de chimie, est frivole et partielle; car dans le fait, une substance joue souvent les deux rôles, étant dans un cas soutien de combustion en *apparence*, et dans un autre, *combustible*. Mais dans l'un et l'autre cas, la lumière et la chaleur sont dues à la même cause, et indiquent seulement l'énergie et la rapidité avec laquelle l'action réciproque s'exerce.

Ainsi, par exemple, l'hydrogène sulfuré est un combustible avec l'oxygène et le chlore, et il est soutien de combustion avec le potassium. Le soufre avec le chlore et l'oxygène est une base combustible; tandis, qu'avec les métaux, il joue le rôle de soutien de combustion, puisqu'il en résulte une incandescence et une saturation réciproque. Pareillement, le potassium s'unit avec une telle énergie au tellure et à l'arsenic, qu'il se produit un phénomène de combustion; et nous ne pouvons pas ici attribuer le phénomène au dégagement de la chaleur latente occasionnée par condensation de volume. Le protoxide de chlore, substance qui ne contient aucun élément combustible, développe avec une force extrême, au moment de sa décomposition, de la chaleur et de la lumière, et cependant son volume est quintuplé. Le chlorure et l'iodure d'azote, composés aussi dépourvus de toute substance inflammable, selon la manière de voir ordinaire, se réduisent en leurs élémens avec une force d'explosion effrayante; et le premier de ces corps occupe un volume au-delà de 600 fois plus grand que celui qu'il avait d'abord. Or, d'après les principes de la chaleur latente, un *froid* considérable devrait, au

contraire, accompagner une pareille dilatation. De même encore, les chlorates et nitrates, traités par le charbon, le soufre, le phosphore, ou les métaux, donnent lieu à déflagration, ou détonent, et le volume des substances se combinant est augmenté dans une grande proportion. On peut en dire autant des azotures d'or et d'argent. A-la-vérité, la combustion de la poudre à canon, phénomène avec lequel les hommes sont si familiers, aurait dû être un obstacle à l'admission de l'hypothèse de Lavoisier sur la combustion; et les subterfuges auxquels on a été obligé de recourir et qu'on a adoptés pour le concilier avec la théorie; ne méritent point d'être détaillés.

Il est évident, d'après les faits précédons, 1.^o que la combustion ne dépend pas nécessairement de l'action de l'oxygène; 2.^o que le développement de la chaleur ne doit pas être attribué uniquement à ce que le gaz partage ce fluide étheré avec le corps auquel il se fixe, ou qu'il brûle; et 3.^o « qu'il n'y a pas de substance particulière ou de forme de matière nécessaire pour produire cet effet, mais que c'est un résultat général des actions réciproques de toutes les substances qui sont données les unes pour les autres d'une forte affinité chimique, ou qui jouissent de facultés électriques opposées; et que cet effet a lieu dans tous les cas où l'on peut concevoir qu'un mouvement intense et violent est communiqué aux particules des corps ».

On peut, en effet, avec raison, attribuer tous les phénomènes chimiques à des mouvemens entre les particules extrêmes de la matière, qui tendent à changer la constitution de la masse.

Il fut autrefois très-conforme aux principes, d'attribuer le calorique dégagé dans la combustion, à la moindre capacité pour le calorique dans la substance produite. Quelques phénomènes, observés légèrement, donnèrent lieu à généraliser cette idée; à ce sujet, je me contenterai de rapporter les conclusions auxquelles MM. Dulong et Petit sont parvenus, par suite de leurs recherches récentes sur les lois de la

chaleur, ainsi que celles de MM. Delaroche et Bérard. « Nous pouvons encore, disent ces habiles physiciens, déduire de nos recherches cette autre conséquence d'une haute importance pour la théorie générale de l'action chimique, que la quantité de chaleur, développée à l'instant de la combinaison des corps, n'a aucune relation avec la capacité des élémens, et que, dans le plus grand nombre de cas, cette perte de chaleur n'est suivie d'aucune diminution dans la capacité des composés formés. Ainsi, par exemple, la combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène, ou du soufre et du plomb, qui développe une si grande quantité de chaleur, ne produit point une plus grande altération dans la capacité de l'eau, ou du sulfure de plomb, que la combinaison de l'oxygène avec le cuivre, le plomb, l'argent, ou celle du soufre avec le carbone, n'en apporte dans les capacités des oxides de ces métaux, ou dans celle du carbure de soufre ». — « Nous concevons que les rapports que nous avons fait connaître entre les chaleurs spécifiques des corps simples et celles de leurs composés, écartent la possibilité de supposer que la chaleur développée dans l'action chimique, doive simplement son origine au calorique dégagé dans le changement d'état, ou à celui qu'on suppose combiné avec les molécules matérielles ». *Annales de Chimie et Physique. X.*

M. Dalton, en traitant de la constitution des fluides élastiques, établit comme axiome, que la diminution de volume est la mesure de l'affinité chimique exercée; et d'après cela, il maintient que l'air atmosphérique n'est qu'un simple mélange. De même aussi, le développement de chaleur dû à une union chimique, a ordinairement été attribué à la diminution du volume. Il suffit des exemples suivans pour montrer la fausseté de ces suppositions hasardées. 1. Le chlore et l'hydrogène mêlés ensemble, sont explosion quand ils sont frappés par un rayon de soleil, traversés par l'étincelle électrique, ou mis en contact avec une bougie enflammée, il se dégage beaucoup de chaleur et

de lumière; et le volume du mélange, qui, à l'instant de l'explosion, se trouve considérablement *augmenté*, ne se condense nullement ensuite; il se produit du gaz acide muriatique dont la densité est le terme moyen des deux gaz élémentaires. 2. Quand on fait détoner un volume de gaz oléfiant avec un volume d'oxygène, il en résulte trois volumes et demi de gaz, la plus grande partie de l'hydrogène reste sans avoir subi d'altération, et il se forme un volume et demi d'oxide de carbone, avec un dixième environ d'acide carbonique. 3. Les expériences suivantes, faites par M. Gay-Lussac sur les combinaisons liquides, prouvent encore les mêmes faits. 1. Une dissolution saturée de nitrate d'ammoniaque à la température de 16° cent. et d'une densité de 1,302 fut mêlée avec de l'eau dans la proportion de 44,05 à 33,76. La température du mélange s'abaisse à — 13° cent.; mais la densité du nouveau liquide prise à 16° centigr., était de 1,159, tandis que celle moyenne des deux liquides n'était que de 1,151. 2. En ajoutant au mélange précédent de l'eau dans la proportion de 33,64 à 39,28, la température tomba à — 15°; tandis que la densité continua d'être 0,003, au-dessus de la densité moyenne. Plusieurs autres dissolutions salines offrirent ce même résultat, quoiqu'aucune d'elles à un degré si marqué.

Que les mouvemens intérieurs qui accompagnent le changement dans le *mode* de combinaison, indépendant du changement de forme, occasionnent une émission de chaleur et de lumière, c'est ce qui est rendu évident par les observations suivantes de M. Berzelius. Dans l'année 1811, pendant qu'il était occupé de recherches sur les combinaisons de l'antimoine, il découvrit accidentellement, que plusieurs antimoniates métalliques présentent, quand ils approchent d'une chaleur rouge, une apparence subite d'incandescence, et que leur température se remet ensuite au niveau de celle des combustibles environnans. Il fit de nombreuses expériences pour tâcher de découvrir la cause de cette apparence, et il s'assura, que le poids du sel n'était pas altéré, et que

le phénomène avait lieu sans la présence de l'oxygène. Avant l'apparition de l'incandescence, ces sels se décomposent très-facilement ; mais, après qu'ils l'ont éprouvée, ils ne sont plus attaqués ni par les acides, ni par les lessives alcalines ; preuve évidente que leurs parties constituantes sont maintenant réunies par une affinité plus puissante, ou qu'elles sont plus intimement combinées. Depuis cette découverte, M. Berzelius a observé ces apparences sur plusieurs autres substances, telles, par exemple, que l'oxide vert de chrome, et les oxides de tantale et de rhodium. (*Voyez CHROME.*)

M. Edmond Davy a trouvé que, lorsqu'après avoir précipité par l'hydrosulfure de potasse une dissolution neutre de platine, on sèche ce précipité dans un air privé d'oxygène, on obtient un composé noir, qui, chauffé sans le contact de l'air, abandonne du soufre et un peu d'hydrogène sulfuré, tandis qu'il se produit une combustion semblable à celle qui a lieu dans la formation des sulfures métalliques, et qu'il ne reste, à la fin, qu'un sulfure de platine ordinaire. Quand on chauffe l'oxide de rhodium, obtenu au moyen du muriate de rhodium et de soude, il se dégage d'abord de l'eau ; en augmentant la température, il se produit une combustion, il se dégage subitement de l'oxygène, et il reste un sous-oxide de rhodium. Les deux derniers cas sont analogues à celui du protoxide de chlore, l'*euchlorine* de sir H. Davy. Le docteur Wollaston observa, le premier, que la gadolinite, siliciate d'yttria, offrait un phénomène d'incandescence semblable. La variété de ce minéral à cassure vitreuse répond mieux à cet objet que celle à cassure esquilleuse. Il faut chauffer ce minéral au chalumeau, de manière que toute la masse devienne également chaude ; à une température rouge, il prend feu, sa couleur devient grise-verdâtre, et sa dissolubilité dans les acides est détruite. Deux petits morceaux de gadolinite, dont l'un avait été chauffé au rouge, furent plongés dans l'eau régale ; le pre-

mier fut dissous dans l'espace de quelques heures, tandis que le second n'était nullement attaqué au bout de deux mois. Enfin sir H. Davy observa un phénomène semblable, en chauffant l'hydrate de zircon.

L'hypothèse *verbale* du thermoxigène de Brugnatelli, ainsi que les soutiens partiels et la demi-combustion du docteur Thomson, ne nous détourneront pas un seul instant des faits substantiels et des nobles vérités que nous a le premier fait connaître sir H. Davy, concernant les procédés mystérieux de la combustion. On a dit, sans aucune exagération, en parlant des belles recherches de ce savant qui l'ont conduit à porter la clarté dans ce sujet, que, « si Bacon redescendait sur la terre, ce serait exactement un tel cas que nous choisirions pour lui mettre sous les yeux, afin de lui donner, sur une petite échelle, une idée des progrès que la philosophie a faits depuis l'époque où il lui a indiqué la route qu'elle devait suivre ».

Les mines de houille d'Angleterre, qui sont d'un si grand secours pour sa population et une source si essentielle de richesse, étaient devenues tellement infestées de mofettes (*fire-damp*), ou air inflammable, qu'elles causaient souvent la mort des mineurs, ou les blessaient dangereusement ; en donnant lieu à de fréquentes explosions devenues la terreur de la nation entière. Une des dernières détonations qui eurent lieu dans l'une des houillères de Newcastle, fit périr en moins d'un instant cent une personnes ; et l'on ne peut se faire une idée de la misère où cet accident vint plonger plus de trois cents individus composant leurs malheureuses familles. Sir H. Davy se proposa la noble tâche de mettre un frein à ce pouvoir gigantesque ; et ce qui fut un jeu pour son grand génie, le royaume pouvait à peine espérer de le voir achevé par un autre. Mais, comme l'a justement observé lord Bacon, les forces constantes de la nature ne peuvent être vaincues que lorsqu'on les examine dès leur naissance, et qu'on les soumet, sous toutes sortes de formes et de circonstances diverses, à l'examen sévère de l'expérience. C'est par ces recherches qu'il

s'ouvrit des routes jusqu'alors inconnues et inaccessibles pour pénétrer dans le sanctuaire du feu.

Néanmoins, comme quelques personnes ont cherché à insinuer que sir H. Davy avait puisé l'idée de sa découverte dans les écrits de M. Tennant, il ne sera pas hors de propos de les faire précéder du passage suivant, extrait des *« Resolutions of a meeting held for considering the facts relating to the discovery of the lamp of safety »*.

Soho-square, nov. 20 1817.

« Que sir H. Davy a découvert, non-seulement sans l'assistance d'aucun autre, et sans aucune connaissance des expériences inédites de M. Tennant sur la flamme, le principe de la non-communication de l'explosion au travers de petites ouvertures, mais qu'il a encore à lui seul le mérite d'avoir appliqué heureusement ce principe à la lampe de sûreté, dont les lampes de sûreté construites en dernier lieu par M. Stephenson, sont évidemment une imitation.

« Signé Joseph BANKS, *Présid. de la Soc. Roy.*

William J. BRANDE.

Charles HATCHETT.

William Hyde WOLLASTON.

Thomas YOUNG ».

Voyez, pour plus de détails, *Tilloch's Magazine*, vol. 50, p. 387.

Les phénomènes de la combustion peuvent convenablement se diviser en six chapitres : 1.^e température nécessaire pour enflammer certains corps ; 2.^e nature de la flamme, et rapports entre la chaleur et la lumière qui la composent ; 3.^e chaleur dégagée par la combustion de différens corps ; 4.^e causes qui modifient et arrêtent la combustion ; et explication de la lampe de sûreté ; 5.^e combustion invisible ; 6.^e applications pratiques.

1.^e De la température nécessaire pour enflammer différens corps.

Une expérience simple suffit pour montrer les combus-

tibilités successives des différens corps : introduisez dans une longue bouteille à goulot étroit une bougie allumée, et laissez-l'y brûler jusqu'à ce qu'elle s'éteigne. Fermez bien la bouteille, et plongez-y de nouveau une bougie allumée ; elle s'éteindra avant d'avoir atteint le fond. Faites-y entrer alors un petit tube contenant du zinc et de l'acide sulfurique étendu, et enflammez à son extrémité l'hydrogène qui se dégage, ce gaz continuera de brûler dans quelque partie de la bouteille que le tube soit placé. Après que l'hydrogène se sera éteint, plongez-y du soufre enflammé, il y brûlera pendant quelque temps ; et après son extinction, le phosphore, introduit à son tour dans la bouteille, y deviendra aussi lumineux que dans l'air ; et, si on l'y chauffe, il produira une flamme jaune pâle d'une densité considérable.

Le phosphore s'enflamme, dit-on, à $65^{\circ}, 56$, et le soufre à 287° centigrades. L'hydrogène s'enflamme avec le chlore à une température plus basse qu'avec l'oxygène. En exposant l'oxygène et l'hydrogène, renfermés dans un tube de verre, à une chaleur rouge obscure (426° centigrades), ils font explosion ; et quand on les chauffe seulement à 370° centigrades environ, ils se combinent rapidement avec une espèce de combustion tranquille et silencieuse. On introduisit dans un petit tube de cuivre, muni d'un bouchon qui ne servait pas hermétiquement, un mélange d'air commun et d'hydrogène ; on plaça ensuite le tube au milieu de charbons ardents ; et avant qu'il fût visiblement rouge, il se fit une explosion, et le bouchon fut projeté au loin. On voit donc, que la température nécessaire à l'inflammation est indépendante de la compression ou de la raréfaction.

Le rapport de la combustibilité des différentes matières gazeuses est encore, jusqu'à un certain point, comme les masses des matières chauffées, nécessaires pour les enflammer. Ainsi un fil-de-fer de $\frac{1}{40}$ de pouce anglais d'épaisseur, chauffé au rouge-cerise, n'enflammera pas le gaz oléfiant, mais il enflammera l'hydrogène. Un fil de $\frac{1}{8}$,

chauffé au même degré, enflammera le gaz oléfiant; mais un fil-de-fer de $\frac{1}{100}$ de pouce exige une chaleur rouge blanche pour enflammer l'hydrogène; quoiqu'à une faible chaleur rouge il enflamme le gaz biphosphuré. Cependant un fil de $\frac{1}{40}$, chauffé même au blanc, n'est pas susceptible d'enflammer les mélanges des mofettes des houillères. L'oxide de carbone s'enflamme dans l'atmosphère, quand il est mis en contact avec un fil-de-fer chauffé au rouge obscur; tandis que l'hydrogène carboné ne brûle pas à moins que le fer ne soit chauffé au rouge blanc, et il brûle alors en émettant des étincelles.

Ces faits expliquent pourquoi il est nécessaire d'employer des mailles de fer si fines et si petites pour empêcher l'explosion de l'hydrogène et de l'oxygène; et pourquoi un tissu grossier et d'un fil épais suffit pour prévenir, dans les houillères, l'explosion de la mofette qui, par bonheur, se trouve le moins combustible de tous les gaz inflammables connus. La flamme du soufre, qui brûle à une température si basse, subsiste encore dans le procédé de refroidissement où s'éteint celle de l'hydrogène et de tous les gaz carbures.

Faites, avec une mèche de coton trempée dans l'huile, la plus petite flamme possible, et faites-la brûler immédiatement sur la surface de ce liquide; vous trouverez qu'elle produira une flamme de $\frac{1}{10}$ de pouce environ de diamètre. Mettez ensuite sur la flamme un fil-de-fer fin de $\frac{1}{100}$ de pouce de diamètre, et roulé en un anneau de $\frac{1}{10}$ de pouce de diamètre. Quoique la distance entre le fil et la flamme soit assez considérable, néanmoins celle-ci sera instantanément éteinte, si le fil est *froid*; mais, si on le tient pendant quelque temps au-dessus de la flamme pour l'échauffer légèrement, la flamme le traversera sans s'éteindre. L'effet produit dépend donc entièrement de la faculté du métal d'enlever de la chaleur à la flamme. On le démontre encore en tenant suspendu au-dessus de la flamme un anneau capillaire de verre, de même diamètre et de même dimension que la flamme; ce corps, étant beaucoup plus mauvais conducteur de la cha-

leur, ne devra pas, même étant froid, éteindre la flamme. Cependant, si les dimensions sont augmentées, et qu'on diminue la circonférence, cet anneau agira comme le fil métallique, et aura besoin aussi d'être échauffé pour empêcher l'extinction de la flamme. Or, on peut produire avec du soufre une flamme beaucoup plus petite que celle de l'hydrogène; celle-ci peut être encore rendue beaucoup moindre que celle d'une mèche imbibée d'huile, et celle-ci enfin plus petite que celle du gaz hydrogène carburé. Un anneau de fil métallique, qui éteint instantanément la flamme de l'hydrogène carburé, ne diminue que très-peu le volume de la flamme de soufre de même dimension.

D'après la simple connaissance de ces faits, nous sommes en état de déterminer la facilité relative de brûler des différens combustibles. Préparez une suite de globules métalliques de différentes dimensions en fondant l'extrémité de fils-de-fer, et allumez ensuite de très-petites flammes de même dimension et produites par différens corps. Si un globule de $\frac{1}{10}$ de pouce de diamètre est amené auprès d'une flamme d'huile de $\frac{1}{30}$ de diamètre, il l'éteindra, quand il sera froid, à la distance d'un diamètre. La dimension de la petite sphère qui convient pour l'extinction d'une flamme particulière, sera la mesure de sa combustibilité. Néanmoins, si le globule était chauffé, la distance à laquelle il produit l'extinction serait diminuée. A une chaleur rouge-blanche, le globule, dans les cas précédens, n'éteindra pas la flamme par son contact actuel, quoiqu'à une chaleur obscure il produise immédiatement cet effet.

2.^e *De la nature de la flamme, et du rapport qui existe entre la lumière et la chaleur qui la composent.*

La flamme des combustibles peut, dans tous les cas, être considérée comme la combustion d'un *mélange explosif* de gaz inflammable, ou de vapeur avec l'air. On ne peut pas la régar-

der comme une simple combustion ayant lieu à la surface de contact de la matière inflammable. On prouve ce fait en tenant une bougie, ou un morceau de phosphore, brûlant dans une grande flamme produite par la combustion de l'alcool; la flamme de la bougie ou du phosphore se montrera au centre de l'autre flamme, démontrant par là qu'il existe de l'oxygène même dans son intérieur. Lorsqu'une lampe de sûreté en gaze métallique brûle dans un mélange très-explosif de gaz de houille et d'air atmosphérique, la lumière est faible et de couleur pâle; tandis que celle produite par la combustion d'un courant de ce même gaz dans l'atmosphère, est extrêmement brillante, ainsi que chacun l'a vu dans le procédé d'éclairage. C'est alors une question qui présente quelque intérêt, « pourquoi la combustion du mélange explosif, dans différentes circonstances, produirait-elle des apparences si diverses » ? En réfléchissant aux circonstances qui accompagnent ces deux espèces de combustion, sir H. Davy fut conduit à imaginer que la supériorité de la lumière, dans le courant de gaz de houille, devait être due à la *décomposition* d'une partie du gaz dans l'intérieur même de la flamme, à l'endroit où l'air s'y trouvait en moindre quantité, et à la précipitation de charbon à l'état solide, qui, d'abord par son *ignition*, puis ensuite par sa *combustion*, augmentait à un haut degré l'intensité de la lumière. Les expériences suivantes font voir que telle est en effet la véritable solution du problème.

Si l'on soutient un morceau de toile métallique, ayant environ 900 trous dans un pouce carré, au-dessus d'un courant de gaz de houille qui s'échappe d'un petit tuyau, et si l'on enflamme le gaz au-dessus de la gaze métallique placée presque en contact avec l'orifice du tuyau, le gaz brûle avec son éclat accoutumé. En élevant la toile métallique de manière que le gaz se trouve, avant son inflammation, mélangé avec une plus grande quantité d'air, la lumière s'affaiblit, et, à une certaine distance, elle offre précisément l'aspect

du mélange explosif en combustion dans l'intérieur de la lampe. Mais, quoique dans ce cas la lumière soit très-faible, la chaleur développée est néanmoins beaucoup plus grande que lorsque la combustion est plus vive; et quand on place dans l'intérieur de cette flamme bleue faible un fil de platine, il y devient instantanément à la température du rouge-blanc.

En faisant l'expérience de l'inflammation d'un courant de gaz de houille dans un ordre inverse, et faisant arriver un tissu métallique par degrés depuis le sommet de la flamme jusqu'à l'orifice du tuyau, son résultat est encore plus instructif. On trouve que le sommet de la flamme, intercepté par le tissu, ne dépose point de charbon solide; mais, à mesure qu'on l'abaisse, elle abandonne du charbon en quantité considérable, que le pouvoir refroidissant du tissu métallique empêche de brûler. Au bas de la flamme, où le gaz brûle avec une couleur bleue dans son contact immédiat avec l'atmosphère, le charbon cesse de se déposer en quantités visibles.

Le principe de l'accroissement d'éclat et de densité des flammes, par la production et l'ignition d'une matière solide, paraît rendre compte de plusieurs phénomènes. C'est ainsi que le gaz oléfiant fournit la lumière la plus blanche et la plus éclatante de tous les gaz combustibles, parce que, comme nous le savons d'après les expériences de Berthollet sur l'hydrogène carboné, il dépose, à une température élevée, une très-grande quantité de charbon solide. Le phosphore, qui s'élève en vapeur à la température ordinaire, et dont la vapeur se combine avec l'oxygène à cette température, est toujours lumineux, parce qu'ainsi qu'il y a lieu de le croire, chaque particule d'acide formée doit être à celle du rouge-blanc. Néanmoins, il existe assez de ces particules dans un espace donné, pour pouvoir élever sensiblement la température d'un corps solide qui est en contact avec elles, quoique, dans la combustion rapide du phosphore, où il s'en trouve une immense quantité dans un petit espace, elles produisent une chaleur plus intense.

Les principes qu'on vient d'exposer expliquent aisément les apparences des différentes parties des flammes des corps en combustion, et de la flamme produite par le chalumeau. Le point de la flamme bleue plus intérieure où la chaleur est la plus grande, est celui où la totalité du charbon est brûlée dans sa combinaison gazeuse, et sans qu'il y ait un dépôt préalable.

Ils expliquent aussi l'intensité de la lumière de celles des flammes dans lesquelles il se produit une matière solide *fixe* dans l'acte même de la combustion; telles sont, par exemple, les flammes du phosphore et du zinc dans l'oxygène, etc., et celle du potassium dans le chlore; ainsi que la faiblesse de la lumière de celles où il ne se produit qu'une matière volatile, comme cela a lieu par le soufre et l'hydrogène brûlant dans l'oxygène, le phosphore dans le chlore, etc.

Ils offrent encore les moyens d'augmenter la lumière de certaines substances en combustion, en plaçant au milieu de leurs flammes des corps même incombustibles. C'est ainsi que l'intensité de la lumière du soufre, de l'hydrogène, de l'oxide de carbone, brûlans, est augmentée à un haut degré en y projetant de l'oxide de zinc, ou en y plaçant un fil très-délié d'amiante ou une gaze métallique.

On déduit encore de ces principes plusieurs conclusions concernant la nature chimique des corps, et les différens phénomènes de leur décomposition. Ainsi, par exemple, l'éther brûle avec une flamme qui paraît indiquer dans cette substance la présence du gaz oléfiant; l'alcool brûle avec une flamme semblable à celle d'un mélange d'oxide de carbone et d'hydrogène: d'où il suit, que la première de ces substances est **probablement** un composé binaire de gaz oléfiant et d'eau, et la **seconde**, d'oxide de carbone et d'hydrogène. Quand on introduit du protochlorure de cuivre dans la flamme d'une chandelle ou d'une lampe, elle présente une lumière rouge particulière, dense et brillante, avec des teintes de vert et de bleu sur les bords, qui paraissent dues à ce que le

chlore est séparé du cuivre par l'hydrogène, et à l'ignition et à la combustion du cuivre solide et du charbon.

On peut donner des explications semblables des phénomènes que présente l'action d'autres combinaisons de chlore sur la flamme; et il est probable, dans la plupart de ces cas, lorsque la couleur de la flamme est changée par l'introduction de composés incombustibles, que l'effet dépend de la production et de l'ignition subséquentes, ou de combustion d'une matière inflammable qui en provient. Ainsi la couleur rosée communiquée à la flamme par les composés de strontium et de calcium, la couleur jaune due à ceux de barium, et la couleur verte produite par les composés de bore, peut dépendre de la production temporaire de ces bases, au moyen de la matière inflammable de la flamme. L'expérience du docteur Clarke, sur la réduction de la baryte, au moyen du chalumeau hydrogène, est favorable à cette idée; et elle ne pourrait pas être rejetée par la supposition que la chaleur ordinaire de la flamme n'est pas capable de produire cet effet. La flamme, ou la matière gazeuse, chauffée au point d'être lumineuse, possède une température supérieure à la chaleur rouge-blanche de corps solides; et ceci est démontré par le fait, que l'air, sans être lumineux, peut communiquer ce degré de chaleur; une expérience très-simple le prouve. Tenez un fil de platine fin, à moins de $\frac{1}{10}$ de pouce hors du milieu de la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, et cachez la flamme par un corps opaque; le fil deviendra aussitôt rouge-blanc dans un espace où vous n'apercevrez point de lumière visible. La température réelle de la flamme est peut-être aussi haute qu'aucune de celles que nous connaissons, et M. Tennant avait coutume d'appuyer cette opinion en faisant fondre un petit fil de platine à la simple flamme d'une chandelle ordinaire.

Ces considérations donneront sans doute quelque explication de la lumière électrique. L'arc voltaïque de flamme de la grande batterie, diffère en couleur et en intensité, sui-

vant les substances qui forment le circuit, et il est infiniment plus brillant et plus dense avec le charbon qu'avec aucune autre substance. Cela ne proviendrait-il pas, dit sir H. Davy, de particules des substances séparées par les attractions électriques? et celles du charbon étant les plus légères parmi les corps solides (ainsi que le fait voir leur nombre proportionnel), et étant celles qui ont le moins de cohésion, seraient alors séparées en plus grande quantité.]

La chaleur de flammes (du-moins celle qu'elles peuvent communiquer à d'autres substances) peut actuellement être diminuée en augmentant leur lumière, et *vice versa*. La flamme de combustion qui produit la plus forte chaleur parmi toutes celles qu'on a examinées, est celle d'un mélange d'oxygène et d'hydrogène comprimés dans le chalumeau de Newman. (*Foyez CHALUMEAU.*) Cette flamme, à-peine visible dans un jour brillant, fond instantanément les corps les plus réfractaires, et la lumière produite par les corps solides qu'elle met en ignition, est assez vive pour affecter douloureusement l'œil. C'est une application qui doit certainement son origine à la découverte de sir H. Davy, que l'explosion de l'oxygène et de l'hydrogène ne se communiquerait pas à travers de petites ouvertures, et il fit lui-même le premier cette expérience avec un tube de verre capillaire. La flamme n'était par *visible* à l'extrémité du tube, parce que sa clarté était surpassée par l'éclat brillant du verre en ignition à son orifice.

3.^e *De la chaleur dégagée par différens combustibles dans l'acte de la combustion.*

Lavoisier, Crawford, Dalton et Rumford ont fait successivement des expériences pour déterminer la quantité de chaleur dégagée pendant la combustion de différens corps. L'appareil employé par le dernier de ces physiciens était très-simple, et peut-être le plus exact de tous. La chaleur était conduite par des tubes aplatis de métal, dans le

centre d'une masse d'eau, et estimée par la température qu'elle lui communiquait. Le tableau suivant représente l'ensemble des résultats obtenus.

SUBSTANCES BRULÉES.	OXYGÈNE consommé.	QUANTITÉ DE GLACE FONDUE (en livres).			
1 livre.	En livre.	Lavoisier.	Crawford.	Dalton.	Rumford.
Hydrogène. . . .	7,50	295,6	480	320	
Hydrog. carburé.	4,00			85	
Gaz oléifiant. . .	3,50			88	
Oxide de carbone.	0,58			25	
Huile d'olive. . .	3,00	149,0	89	104	94,07
Huile de navette.	3,00				124,10
Cire.	3,00	133,0	97	104	126,24
Suif.	3,00	96,0		104	111,58
Huile de térébenth				60	
Alcool.	2,00 ?			58	67,47
Éther sulfurique.	3,00			62	107,03
Naphte.					97,83
Phosphore. . . .	1,33	100		60	
Charbon.	2,66	96,5	69	40	
Soufre.	1,00			20	
Camphre.				70	
Caoutchouc. . . .				42	

Les différences entre les résultats font assez voir combien de nouvelles expériences sur ce sujet seraient nécessaires. Le comte de Rumford entreprit une suite d'essais sur la chaleur dégagée pendant la combustion de différentes espèces de bois; il trouva qu'une livre de bois produit, en brûlant, une quantité de chaleur suffisante pour fondre de 34 à 54 livres de glace, ce qui donne environ 40 pour terme moyen. MM. Clément et Desormes ont trouvé, que les bois fournissaient de la chaleur en raison de leurs quantités respectives

de carbone, qu'ils regardent comme égales à la moitié du poids total. En partant de là, ils donnent 48 pour le nombre de livres de glace fondue par une livre de bois en brûlant. En parlant de l'acide acétique et du carbone, j'ai déjà eu l'occasion de remarquer que l'on paraît porter beaucoup trop haut la proportion de carbone dans le bois.

Le tableau précédent est présenté d'une manière incorrecte dans plusieurs ouvrages systématiques; le docteur Thomson, par exemple, établit qu'une livre d'hydrogène ne consume que 6 livres d'oxygène, bien qu'il porte lui-même à 8 la quantité nécessaire pour la saturation. La proportion d'oxygène consumée par l'huile d'olive, le phosphore, le charbon et le soufre, sont pareillement fautives.

On trouve dans *D. Black's Lectures*, vol. I, pag. 184, les notes suivantes: « 100 livres pesant de la meilleure houille de Newcastle, peuvent, quand elles sont brûlées dans un fourneau le mieux disposé possible, convertir environ $1\frac{1}{2}$ hogsheads (un muid et demi) d'eau, en vapeur qui supporte la pression de l'atmosphère ». Or, cette quantité d'eau pèse environ 790 livres, donc une partie de charbon convertit à-peu-près 8 parties d'eau en vapeur. Le comte de Rumford dit, que la chaleur produite dans la combustion d'une livre de charbon de terre ferait bouillir $36\frac{3}{10}$ livres d'eau refroidie au point de la congélation; mais nous savons qu'il faut environ 5 fois $\frac{1}{2}$ autant de chaleur pour convertir l'eau bouillante en vapeur; donc $\frac{36,3}{5,3} = 6,8$ sera la quantité d'eau qu'une livre de charbon de terre pourrait convertir en vapeur.

M. Watt a trouvé, qu'il faut que la portion de la chaudière exposée au feu ait 8 pieds de surface, pour pouvoir vaporiser un pied cube d'eau par heure, et qu'un boisseau, ou 84 livres de charbon de terre de Newcastle, brûlé de cette manière, vaporisent de 8 à 12 pieds cubes. Il estimait, que la chaleur dépensée pour faire bouillir un pied cube d'eau, était environ six fois celle qui serait convenable pour l'élever de la température moyenne à celle

de l'ébullition. Or, la quantité moyenne d'eau vaporisée est ici de 10 pieds cubes, qui pèsent 625 livres; donc une livre de houille brûlée est suffisante pour mettre à l'état de vapeur environ sept livres et demie d'eau à la température de 15° centigrades.

Dans les circonstances qui nécessitaient l'emploi de bois au-lieu de charbon de terre dans les machines à vapeur, M. Watt employait toujours trois fois la quantité de combustibles qu'il lui aurait fallu en charbon de terre. Le cube de charbon de terre de Glasgow est reconnu pour n'avoir que les $\frac{1}{3}$ du pouvoir calorifique du charbon de Newcastle, et le petit charbon de terre, ou *culm*, doit être employé en quantité double pour produire le même effet que lorsqu'il est en plus gros morceaux. Un boisseau de charbon de Newcastle est équivalent à un cent en poids du charbon de Glasgow.

Je vais rapporter maintenant quelques expériences sur ce sujet, dues à sir H. Davy, et faisant suite à ses recherches sur la flamme. Son appareil se compose d'un récipient à mercure, muni d'un système de robinets, se terminant en un fort tube de platine ayant une très-petite ouverture. Au-dessus de celle-ci était placée une capsule de cuivre remplie d'huile d'olive, dans laquelle était placé un thermomètre. L'huile fut chauffée à 100° cent., pour éviter toute différence qui aurait pu avoir lieu dans la communication de la chaleur à l'eau, et produite par la condensation de la vapeur aqueuse : la pression fut la même pour les différens gaz soumis à l'expérience; ils furent brûlés, autant que possible, dans le même temps, et la flamme appliquée au même point de la coupe de cuivre, dont, après chaque expérience, on avait soin d'essuyer le fond. On obtint les résultats suivans :

Substances.	Élève le thermom. de 100° cent. à	Oxygène consommé.	Rapports de chaleur.
Gaz oléfiant.	129,4 cent.	6,0	9,66
Hydrogène.	114,4	1,0	26,0

30*

Hydrogène sulfuré. . .	111,1	3,0	6,66
Gaz de houille. . . .	113,3	4,0	6,00
Oxide de carbone. . .	103,3	1,0	6,00

Les données d'après lesquelles sir H. Davy a calculé les rapports de chaleur, sont les élévations de température, conjointement avec les quantités d'oxygène consommées. Nous voyons que l'hydrogène produit dans sa combustion plus de chaleur qu'aucun autre de ses composés, fait qui se trouve bien d'accord avec le résultat de M. Dalton, présenté dans la table précédente; seulement le rapport de sir H. Davy est plus que double de celui de M. Dalton, relativement à l'hydrogène et à l'hydrogène carburé. Cependant, à ce sujet, sir H. Davy remarque avec sa sagacité ordinaire, qu'il serait sans utilité de raisonner sur ces rapports qu'on regarderait comme exacts; car, pendant l'expérience, le gaz oléifiant et le gaz de houille laissèrent l'un et l'autre déposer du charbon, et l'hydrogène sulfuré abandonna beaucoup de soufre. Ils confirment cependant les conclusions générales, et font voir que l'hydrogène se trouve placé au haut de l'échelle, tandis que l'oxide de carbone occupe le bas. On pourrait, au premier coup-d'œil, s'imaginer que, d'après cette échelle, la flamme de l'oxide de carbone devrait être éteinte par raréfaction, au même degré que celle de l'hydrogène carburé; mais il faut se rappeler, ainsi qu'on l'a déjà fait voir, que l'oxide de carbone est un gaz beaucoup plus facile à enflammer et plus combustible.

4.^e *Des causes qui modifient ou arrêtent la combustion ou éteignent la flamme.*

Les premiers physiciens qui firent des expériences sur le vide de Boyle, remarquèrent que la flamme cessait dans un air très-raréfié; mais on avait diversement fixé le degré de raréfaction nécessaire pour produire cet effet; et les recherches de sir H. Davy sur cet objet sont particulièrement instructives et dignes d'admiration. Lorsque du gaz hydro-

gène, se dégageant lentement d'un mélange convenable, est enflammé à la sortie d'un tube de verre d'un petit orifice, comme cela a lieu, par exemple, dans la lampe philosophique de Priestley, de manière à produire un jet de flamme d'environ $\frac{1}{8}$ de pouce de hauteur, et qu'on l'introduit sous le récipient d'une machine pneumatique contenant de 200 à 300 pouces cubes d'air, la flamme s'élargit à mesure que le récipient se vide d'air; et quand l'éprouvette indique une pression de 4 à 5 fois moindre que celle de l'atmosphère, la flamme est à son maximum d'étendue; elle diminue alors graduellement; mais elle continue de brûler jusqu'à ce que la pression soit de 7 à 8 fois moindre; alors elle s'éteint.

Pour reconnaître si l'effet était dû au défaut d'oxygène, sir H. Davy fit usage d'un jet de flamme plus considérable, qu'il introduisit dans le même appareil; mais, à sa grande surprise, la combustion dura plus long-temps: elle avait encore lieu, même quand l'atmosphère fut raréfiée dix fois; et plusieurs essais successifs confirmèrent ce résultat. En faisant brûler le jet plus large, l'extrémité du tube de verre devint rouge-blanche, et conserva une chaleur rouge, jusqu'à l'extinction de la flamme. Ceci lui suggéra aussitôt l'idée que la chaleur que le tube communiquait au gaz était la cause qui faisait durer la combustion plus long-temps dans le cas où l'on employait une large flamme; et les expériences suivantes vinrent appuyer cette conclusion. On roula en spirale un fil de platine autour du sommet du tube, de manière à se trouver dans le corps de la flamme et à la surmonter; on alluma alors le jet de flamme de $\frac{1}{8}$ de pouce de hauteur, et on fit le vide. Le fil de platine ne tarda pas à devenir rouge-blanc dans le centre de la flamme, et même il s'en fondit une petite partie vers le sommet du tube. Le fil continua d'être blanc quand la pression fut devenue 6 fois plus petite; quand elle le fut 10 fois, il resta encore rouge dans sa partie supérieure; et tant qu'il fut d'un rouge obscur, le gaz, quoique certainement éteint au-dessous, continua encore de brûler dans la partie en contact avec le fil chaud.

et la combustion ne s'arrêta que lorsque la pression eut été réduite à être 13 fois moindre.

Il paraît, d'après ce résultat, que la flamme de l'hydrogène s'éteint dans des atmosphères raréfiées, seulement lorsque la chaleur qu'elle produit est insuffisante pour entretenir la combustion; ce que l'on reconnaît avoir lieu quand elle ne peut plus communiquer au métal une ignition visible; et comme c'est justement la température nécessaire pour l'inflammation de l'hydrogène à la pression ordinaire (Voy. 1.^{re} Sect.). Il paraît que sa *combustibilité* n'est ni diminuée ni augmentée par la raréfaction produite par la diminution de pression.

D'après cette manière de voir, relativement à l'hydrogène, il s'ensuivrait que parmi les autres corps combustibles, ceux qui exigent le moins de chaleur pour leur combustion doivent brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en exigent davantage; et ceux qui *développent* beaucoup de chaleur dans leur combustion doivent, toutes choses égales d'ailleurs, brûler dans un air plus raréfié que ceux qui en produisent peu. Toutes les expériences faites depuis confirment ces conclusions. Ainsi le gaz oléfiant, qui se rapproche le plus du gaz hydrogène par la température produite pendant sa combustion, et qui n'exige pas pour son inflammation une température beaucoup plus élevée, étant enflammé en un jet effilé sortant d'une vessie munie d'un petit tube, et entourée d'un fil de platine, cesse de brûler, toutes les circonstances étant les mêmes que pour l'hydrogène, lorsque la pression est diminuée dix ou onze fois. Les flammes de l'alcool et de la bougie de cire, qui exigent une plus grande quantité de chaleur pour la volatilisation et la décomposition de leur matière combustible, s'éteignent, quand la pression fut devenue cinq ou six fois moindre, sans le fil de platine, et avec le fil plongé dans la flamme, sous une pression sept ou huit fois moindre. La lumière de l'hydrogène carburé, qui, comme nous l'avons vu, produit moins de chaleur dans sa

combustion qu'aucun des autres gaz combustibles, l'oxide de carbone excepté, et qui exige pour son inflammation une température plus élevée qu'aucune autre, donne une flamme qui s'éteint quand la pression est diminuée de $\frac{1}{4}$, quand même le tube est entouré du fil de platine.

La flamme de l'oxide de carbone, qui bien que ne produisant que peu de chaleur dans sa combustion, est aussi inflammable que l'hydrogène, brûlait, en employant le fil de platine, quand la pression était de $\frac{1}{8}$.

La flamme de l'hydrogène sulfuré, dont la chaleur est en partie entraînée par le soufre qui se produit pendant sa combustion dans un air raréfié, s'éteint, quand on le fait brûler dans le même appareil que le gaz oléfiant et les autres gaz, dans un air raréfié au $\frac{1}{2}$.

Le soufre qui exige par son inflammation une température plus basse qu'aucune autre substance inflammable, à l'exception du phosphore, brûle avec une flamme bleue très-faible dans un air raréfié quinze fois; et sous cette pression la flamme chauffait un fil de platine au rouge obscur; et ne s'éteignit que quand la pression fut réduite au 20^e. Nous pouvons conclure des faits résultants des expériences précédentes, qu'une bougie s'éteindrait à une hauteur entre neuf et dix milles au-dessus de la surface de la terre, l'hydrogène entre douze et treize, et le soufre entre quinze et seize.

M. Van-Marum a fait voir, que le soufre brûle dans une atmosphère raréfiée soixante fois. Sir H. Davy a trouvé, que l'hydrogène phosphoré produisait un éclair de flamme quand on l'introduisait dans un récipient sous lequel on avait fait le vide le plus exactement possible avec une excellente machine de Nairne.

Le chlore et l'hydrogène s'enflamment à une température plus basse que l'oxigène et l'hydrogène; aussi le premier de ces mélanges détone quand l'air est raréfié vingt-quatre fois, et le second cesse de détoner quand il est raréfié dix-huit fois. La chaleur appliquée extérieurement fait continuer la com-

bustion, lorsqu'autrement elle s'éteindrait. Le camphre placé dans un tube métallique épais qui disperse la chaleur, cesse de brûler dans un air raréfié six fois; et dans un tube de verre qui devient rouge de feu, la flamme du camphre subsiste sous une raréfaction à neuf fois. Le contact d'un fer rouge avec le naphte le fait brûler avec une flamme vacillante dans une atmosphère raréfiée trente fois, quoique sans une chaleur étrangère sa flamme s'éteigne dans une atmosphère raréfiée six fois. Si, après avoir dilaté un mélange d'oxygène et d'hydrogène de manière à ce qu'il cesse d'être explosif, on l'expose à une chaleur rouge dans un tube de verre, il fera alors explosion quand il sera traversé par l'étincelle électrique, ou au-moins dans les parties où les gaz seront bien échauffés.

Nous allons maintenant rapporter succinctement les effets de la raréfaction par la chaleur sur la combustion et l'explosion. Je crois que les expériences de sir H. Davy sur ce sujet sont beaucoup plus exactes qu'aucune de celles faites avant lui, relativement à la température de l'incandescence. Ce savant physicien, dont les recherches ingénieuses sont toujours appuyées des calculs arithmétiques les plus sévères, estime la température de l'ignition, d'après les données de M. Gay-Lussac, à 1035° Fahrenheit $= 557^{\circ},2$ centigrades.

Sir H. Davy introduisit dans un petit tube de verre renversé sur un bain de mercure bien bouilli, un mélange de deux parties d'hydrogène et d'une partie oxygène, et il chauffa le tube à la lampe à esprit-de-vin jusqu'à ce que le volume gazeux eût été porté de 1 à 2,5. Puis au moyen d'une autre lampe à esprit-de-vin et d'un chalumeau, il fit rougir la partie supérieure du tube; il se produisit aussitôt une explosion violente. Cette expérience réfute les notions de M. de Grotthus sur la non explosibilité de ce mélange quand il est dilaté par la chaleur. Sir H. Davy introduisit dans une vessie un mélange d'oxygène et d'hydrogène, et il ajusta à cette vessie un tube de verre épais, d'environ un sixième de pouce de diamètre et de trois

pieds de long, et recourbé de manière qu'on pût le chauffer graduellement dans un fourneau de charbon; on plaça sous le tube, aux endroits où il entrait dans le fourneau, deux lampes à esprit-de-vin, et on le fit alors traverser lentement par le mélange. Il se produisit une explosion avant que le tube fût rouge de feu. Cette belle expérience fait voir que l'expansion des gaz par la chaleur, au-lieu de diminuer leur inflammabilité, les rend au contraire capables de faire explosion à une température plus basse; ce qui semble parfaitement conforme aux principes de la raison, puisqu'une partie de la chaleur communiquée par tout corps en ignition doit être perdue en élevant graduellement la température.

M. de Grotthus a établi que si l'on met un morceau de charbon embrasé en contact avec un mélange d'oxygène et d'hydrogène, il ne fait que les raréfier sans leur faire faire explosion. Cela dépend évidemment du degré de chaleur communiquée par le charbon. S'il est d'un rouge visible à la clarté du jour, et dépourvu de cendres, il fait détoner le mélange d'une manière uniforme. S'il paraît à-peine rouge à l'ombre, il ne causera point d'explosion, mais il déterminera une combinaison lente. Le phénomène général n'est nullement lié avec la raréfaction, ainsi que le fait voir la circonstance suivante : quand la chaleur est la plus grande, et avant que la combinaison invisible soit achevée, si l'on place sur le charbon dans le vaisseau un fil-de-fer chauffé au blanc, le mélange détonc instantanément.

L'hydrogène sous-carboné ou la mofette exige, comme nous l'avons vu, une température très-élevée pour son inflammation; il présentait par conséquent une substance précieuse pour éprouver les effets opérés dans la combustion par des degrés élevés de raréfaction produits par la chaleur. Une partie de ce gaz et huit parties d'air ordinaire furent mêlés ensemble et introduites dans une vessie munie d'un tube capillaire que l'on chauffa jusqu'à ce qu'il commençât à se fondre. On fit alors passer le mélange à travers ce tube dans la flamme

d'une lampe à esprit-de-vin; il prit feu et brûla au-delà de la flamme avec la lumière explosive qui lui est propre; et la lampe ayant été retirée, il continua à brûler vivement, quoique l'ouverture du tube fût presque rouge-blanche de chaleur.

La compression d'une partie d'un mélange explosif, produite par l'expansion subite que la chaleur ou l'étincelle électrique fait éprouver à l'autre partie, n'est point la cause de la combustion, comme l'avaient supposé MM. Higgins, Berthollet et plusieurs autres; ce fait paraît évident d'après ce qui a été dit précédemment, et il est rendu encore plus incontestable par les expériences suivantes : un mélange de gaz hydrogène bi-phosphuré et d'oxygène, qui fait explosion à une chaleur un peu supérieure à celle de l'eau bouillante, fut renfermé sur le mercure, et chauffé par degrés au bain de sable. Quand la température fut de $116^{\circ},7$ centig., le mélange fit explosion. Un semblable mélange fut ensuite placé dans un récipient en communication avec une pompe foulante, et condensé sur le mercure, jusqu'à ce qu'il n'occupât plus que le cinquième de son volume primitif. Il ne se produisit point d'explosion, et il n'arriva aucun changement chimique; car quand on eut ramené le volume du mélange à ce qu'il était d'abord, il détona instantanément à l'approche de la lampe à esprit-de-vin.

Il paraîtrait alors que la chaleur abandonnée par la compression des gaz est la cause réelle de la combustion qui a lieu, et qu'à de certaines élévations de température, soit que l'atmosphère soit raréfiée ou condensée, l'explosion ou la combustion a lieu; c'est-à-dire que les corps se combinent avec production de chaleur et de lumière.

Puisqu'il paraît que les substances gazeuses acquièrent des volumes doubles, triples, quadruples, par des augmentations successives de 249° cent. 2×249 , 3×249 , etc., nous pouvons connaître approximativement la température de la flamme, en mesurant l'expansion du mélange gazeux

au moment de son explosion, pourvu que le gaz composé résultant occupe, après refroidissement, le même volume que ses parties constituantes. Or, c'est précisément le cas avec le chlore et l'hydrogène, et avec le cyanogène et l'oxygène. Ce dernier mélange, que l'on fit détoner dans les proportions de 1 de cyanogène et de 2 d'oxygène, dans un tube d'environ deux cinquièmes de pouce de diamètre, déplaça une quantité d'eau qui indiquait une expansion égale à 15 fois le volume original; nous aurons donc $249 \times 15 = 3735^\circ$ centig. pour la température de la flamme. La température réelle est probablement un peu plus élevée; car il y a dû avoir perte de chaleur par la communication du tube et le contact de l'eau. La chaleur du charbon gazeux en combustion dans ce gaz paraît plus intense que celle de l'hydrogène; car on trouva qu'un fil de platine était fondu par la flamme du cyanogène dans l'air, tandis qu'il ne l'était pas par une flamme pareille d'hydrogène.

Nous avons décrit les modifications apportées dans la combustion par une raréfaction, soit mécanique, soit due au calorique. Il nous reste encore, sur ce sujet, à établir les effets que produisent sur la flamme les mélanges de différens gaz et ceux de différens orifices refroidissans.

Dans le premier Mémoire que sir H. Davy publia sur la mofette des mines de houille, il fit mention, que l'acide carbonique avait, pour détruire le pouvoir explosif des mélanges de gaz de houille et d'air, une plus grande puissance que l'azote; et il supposait que la cause en était due à sa plus grande densité ainsi qu'à sa plus forte capacité pour le calorique, en vertu desquelles il pouvait produire un plus grand refroidissement, et empêcher par là, la température du mélange de s'élever au degré nécessaire à sa combustion. Il fit, dans la suite, une série d'expériences dans la vue de déterminer jusqu'à quel point cette idée était exacte, et de reconnaître le phénomène général des effets du mélange de substances gazeuses sur l'explosion et la combustion.

Il prit des volumes égaux d'un mélange de deux parties en volume d'hydrogène et d'une partie d'oxygène, et les étendant avec des quantités diverses de différens fluides élastiques, il put déterminer à quel point d'expansion le pouvoir d'inflammation communiqué par l'étincelle d'une forte bouteille de Leyde était détruit. Il trouva que pour un de ces mélanges, l'inflammation fut

	empêchée par	entier avec	Pouvoir refroidissant, air = 1.
d'Hydrogène.	8	6	2,66
d'Oxygène.	9	7	1,12
d'Oxide nitreux.	11	10	0,75 (moyenne)
d'Hydrog. sous-carboné. .	1	$\frac{1}{2}$	2,15 (gaz de houille)
d'Hydrogène sulfuré. . .	2	$1\frac{1}{2}$	
de Gaz oléifiant	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{3}$	1,6
de Gaz acide muriatique. .	2	$1\frac{1}{2}$	
de Chlore.			0,66
de Gaz fluorique silicé. .	$\frac{10}{12}$	$\frac{9}{12}$	
d'Azote.			1,55
d'Acide carbonique. . .			0,727

La première colonne de la table ci-dessus fait voir que d'autres causes que la densité et la capacité pour le calorique exercent une influence sur les phénomènes. Ainsi l'oxide nitreux qui est presque d'un tiers plus dense que l'oxygène, et qui, suivant MM. Delaroche et Bérard, a une capacité pour le calorique plus grande dans le rapport de 1,3503 à 0,9765 en volume, a un pouvoir moindre pour empêcher l'explosion. L'hydrogène encore, qui est quinze fois plus léger que l'oxygène, et qui, à volumes égaux, a une plus petite capacité pour la chaleur, a certainement néanmoins une plus grande puissance pour empêcher l'explosion; et le gaz oléifiant surpasse toutes les autres substances gazeuses dans un rapport beaucoup plus grand qu'on aurait dû s'y attendre d'après sa densité et sa capacité pour ce calorique.

J'ai déduit la troisième colonne des expériences de sir H. Davy sur les espaces de temps relatifs qu'un thermomètre chauffé à 71° cent. met à se refroidir jusqu'à 41° , quand il est plongé dans un volume de 21 pouces cubiques des gaz respectifs à 11° cent. Quand un fluide élastique agit pour refroidir une surface solide, l'effet doit dépendre principalement de la vitesse avec laquelle les particules changent de place; mais quand les particules refroidissantes sont mélangées à travers la masse avec d'autres particules gazeuses, leur effet doit dépendre en plus grande partie de la puissance dont elles jouissent d'absorber rapidement la chaleur aux particules contiguës; et cela sera dû probablement à deux causes, d'abord à leur simple pouvoir d'absorption en vertu duquel elles sont rapidement échauffées, et ensuite de leur capacité pour la chaleur, qui est proportionnellement plus grande à mesure que leur température est moins élevée par cette absorption. Le pouvoir des fluides élastiques d'enlever de la chaleur aux solides paraît être, d'après les expériences précédentes, en raison inverse de leur densité; et il semble y avoir dans la constitution des gaz légers quelque chose qui les rend capables d'enlever la chaleur des surfaces solides d'une manière différente de celle dont ils l'extraient dans des mélanges gazeux, différence qui est probablement due à la mobilité de leurs parties. Ces particules étant les plus légères, peuvent être conçues comme étant plus mobiles, et pourraient par conséquent refroidir plus promptement une surface; mais dans le refroidissement d'un mélange gazeux, la mobilité des particules ne peut avoir qu'une faible influence.

Quelle que soit la cause des pouvoirs refroidissans divers des différens fluides qui empêchent l'inflammation, une expérience très-simple fait voir néanmoins qu'ils opèrent uniformément dans les différentes espèces de combustion; et que les mélanges explosifs, ou les corps inflammables, qui exigent le moins de chaleur pour leur combustion, ont besoin de plus grandes quantités des différens gaz pour pré-

venir cet effet, et *vice versa*. Ainsi un volume de chlore et un d'hydrogène s'enflamment encore quand ils sont mêlés avec dix-huit fois leur volume d'oxygène; tandis qu'un mélange d'hydrogène carburé et d'oxygène en proportion convenable pour leur combinaison (1 vol. de l'un et 2 de l'autre) cesse de s'enflammer quand on y ajoute plus de trois fois son volume d'oxygène. Une bougie de cire s'éteint instantanément dans de l'air mêlé avec un dixième d'acide fluorique silicé, et dans celui mêlé avec un sixième de gaz acide muriatique. Mais la flamme de l'hydrogène brûlait rapidement dans ces mélanges, et la flamme du soufre continuait de brûler dans ceux où s'était éteint celle de l'hydrogène. (*Voyez le commencement de la I.^{re} sect.*)

Néanmoins dans les cas où la chaleur requise pour l'union chimique est très-petite, comme c'est le cas de l'hydrogène et du chlore, tel mélange qui empêchera l'inflammation, ne s'opposera pas pour cela à la combinaison, c'est-à-dire que les gaz s'uniront sans aucune leur. Si l'on ajoute deux volumes d'hydrogène carburé à un mélange d'un volume de chlore et de un volume d'hydrogène, il se forme de l'acide muriatique dans le mélange, et il se produit de la chaleur, ainsi que cela est évident par l'expansion qui a lieu au moment où l'étincelle traverse, et par la condensation rapide qui a lieu ensuite; mais la chaleur est si promptement enlevée par l'hydrogène carburé, qu'il n'y a point d'apparence lumineuse visible.

Les expériences qu'on a faites sur la combustion dans l'air condensé, pour voir si le pouvoir refroidissant y était beaucoup augmenté, ont montré que comme la raréfaction ne diminue pas considérablement la chaleur de la flamme dans l'air atmosphérique, sa condensation ne doit pas non plus l'augmenter beaucoup; circonstance d'une haute importance dans la constitution de notre atmosphère, qui, à toutes les hauteurs et profondeurs où l'homme peut vivre, devra se comporter de même relativement à la combustion.

On peut conclure de la loi générale, qu'à de hautes températures, les gaz qui ne servent pas à la combustion doivent avoir des facultés moindres pour l'empêcher; et pareillement, que la vapeur d'eau et les vapeurs qui exigent, pour leur formation, une chaleur considérable, auront moins d'efficacité pour prévenir la combustion des corps, et particulièrement de ceux qui exigent des températures peu élevées, que les gaz à la chaleur ordinaire de l'atmosphère. C'est ainsi, par exemple, qu'il faut une quantité de vapeur d'eau considérable pour empêcher la combustion du soufre. Un mélange d'oxygène et d'hydrogène fera explosion par l'étincelle électrique, quoiqu'ayant été préalablement étendu de cinq fois son volume de vapeur; et le mélange d'air atmosphérique et d'hydrogène carburé, qui est le moins explosif de tous ceux connus, exige un tiers de son volume de vapeur pour ne pas détoner, tandis qu'un cinquième seulement d'azote produit le même effet. Toutes ces expériences furent faites sur le mercure, la chaleur fut appliquée à l'eau sur ce métal même, et l'on prit 37,5 pour cent, ou $\frac{3}{8}$, pour la correction à faire, due à l'expansion des gaz.

Nous allons maintenant nous occuper des effets des orifices refroidissans sur la flamme. La connaissance des pouvoirs refroidissans des milieux élastiques, pour prévenir l'explosion de la mofette, conduisit l'illustre chimiste anglais, sir H. Davy, à cette suite de recherches qui furent terminées par la grande découverte de la lampe de sûreté en gaze métallique. La recherche générale du rapport et de l'extension de ces pouvoirs tend à éclairer l'opération de la gaze métallique et des autres tissus ou systèmes d'ouvertures, qui sont perméables à la lumière et à l'air, tout en interceptant la flamme, et elle confirme les idées originaires émisés sur ce merveilleux phénomène. Nous avons vu que la flamme est une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et cela à un degré de température au-delà de la chaleur rouge-blanche des corps solides; car de l'air qui n'est

point lumineux peut communiquer ce degré de chaleur. Lorsqu'on essaie de faire passer la flamme à travers un morceau de gaze métallique très-fine, à la température ordinaire, la gaze refroidit chaque portion du fluide élastique qui la traverse, de manière à ramener sa température au-dessous du point où il est lumineux. Cette diminution de température est proportionnelle à la petitesse de l'ouverture du tissu et à la masse du métal. Le pouvoir d'un tissu métallique ou autre, pour prévenir l'explosion, dépendra de la chaleur nécessaire pour produire la combustion, comparée à celle qu'acquiert le tissu. D'où il suit, que la flamme des substances les plus inflammables, et de celles qui produisent le plus de chaleur dans leur combustion, passera à travers un tissu métallique qui intercepterait celle des substances moins inflammables, ou qui produisent moins de chaleur dans leur combustion. Ou bien le tissu étant le même et imperméable à toutes les flammes, à la température ordinaire, il sera traversé plus promptement; étant échauffé, par les flammes des substances les plus combustibles, ou de celles qui développent le plus de chaleur, et chacune d'elles passera à un degré de température différent. Bref, toutes les circonstances qui se rapportent aux effets des mélanges refroidissans sur la flamme, s'appliquent également au refroidissement des surfaces à orifices. Ainsi, la flamme de l'hydrogène phosphoré traversera, à la température ordinaire, un tissu suffisamment large pour n'être point engorgé immédiatement par l'acide phosphorique formé, et par le phosphore qui se dépose. Si l'on soutient au-dessus de la flamme du phosphore ou de l'hydrogène phosphuré, un morceau de toile métallique contenant environ 500 ouvertures dans un pouce carré, il ne la laissera passer que lorsqu'il se sera échauffé au point de vaporiser le phosphore; l'hydrogène phosphuré est décomposé par la flamme, et se comporte absolument comme le phosphore. De même, un tissu de 100 ouvertures, par pouce carré, et fait avec un fil métallique de $\frac{1}{16}$ de pouce, interceptera,

à la température ordinaire, la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, mais non celle de l'hydrogène; et quand il aura été chauffé fortement, il n'arrêtera plus la première. Un tissu qui, chauffé au rouge-blanc, n'intercepterait pas la flamme de l'hydrogène, sera encore suffisant pour arrêter celle du gaz oléfiant, et un tissu chauffé, qui communiquerait l'explosion à un mélange de gaz oléfiant et d'air, ne permettra pas celle d'un mélange de mofette ou d'hydrogène carburé. Ce dernier gaz demande, pour son inflammation, une masse considérable de métal échauffé, ou il doit être en contact avec une très-grande surface échauffée. Un fil-de-fer de $\frac{1}{10}$ de pouce et de huit pouces de long, chauffé au rouge et tenu perpendiculairement dans un courant de gaz de houille, ne l'enflamme point; et un fil court d'un sixième de pouce, tenu horizontalement, produit aussi le même effet. Mais si l'on prend un fil de cette même épaisseur, et qu'après en avoir chauffé au rouge une longueur de six pouces, on le plonge perpendiculairement dans une fiole contenant un mélange explosif, de manière à communiquer successivement la chaleur à différentes portions du gaz, il se fait une explosion.

L'échelle d'inflammabilité des gaz, donnée dans la première section, explique pourquoi il est besoin d'une gaze métallique si fine pour empêcher l'explosion de l'hydrogène et de l'oxygène de se communiquer, tandis qu'un tissu grossier s'oppose très-bien à celle du gaz de houille. La théorie générale de la manière d'agir de la toile métallique ne peut pas être expliquée plus clairement qu'en étudiant son action sur la flamme du soufre. Quand on suspend au-dessus de cette flamme un tissu métallique de 600 à 700 ouvertures dans un pouce carré, il est à l'instant traversé par des fumées de soufre condensé, et la flamme est interceptée. Les fumées continuent de s'élever pendant quelques instans; mais à mesure que la chaleur augmente, elles diminuent; et au moment où elles disparaissent tout-à-fait, ce qui a lieu bien avant que la gaze ne soit rouge, la flamme tra-

verse le tissu, parce que la température à laquelle le soufre brûle est celle qui convient pour le mettre à l'état gazeux.

Cependant, quand on fait agir sur une gaze métallique des courans rapides de mélanges explosifs, elle s'échauffe plus rapidement, et par conséquent, la même gaze qui, dans un cas, arrête la flamme de mélanges explosifs, la laissera passer quand elle arrivera plus rapidement. Mais quand on augmente la surface refroidissante, en diminuant le diamètre des ouvertures, ou en augmentant leur épaisseur, *on peut intercepter toutes les flammes, quelle que soit la rapidité de leur mouvement.* La même loi s'applique exactement aux explosions qui ont lieu à vaisseaux clos. De très-petites ouvertures, quand elles ne sont qu'en petit nombre, laisseront passage à une explosion qui serait arrêtée par des ouvertures beaucoup plus larges, mais occupant toute la surface. On pratiqua une petite ouverture au fond d'une lampe en gaze métallique, dans l'anneau cylindrique sur lequel repose le tissu. Cette ouverture, quoique de moins de $\frac{1}{16}$ de pouce de diamètre, suffisait pour transmettre la flamme et pour enflammer l'atmosphère environnante, parce que toute la force de l'explosion de la couche mince du mélange renfermé dans l'anneau, tendait à faire sortir la flamme à travers l'ouverture; mais si l'anneau eût été percé en totalité de trous semblables séparés par des fils, la lampe aurait été parfaitement sans danger.

Rien ne démontre plus clairement que ces simples faits et ces observations, que l'interruption de la flamme par des tissus solides perméables à la lumière et à l'air, ne dépend pas de causes mystérieuses ou cachées, mais seulement de leur pouvoir refroidissant. Quand une lumière, renfermée dans une cage en tissu métallique, est introduite dans une atmosphère explosive de gaz de houille en repos, elle atteint bientôt le maximum de température; le pouvoir rayonnant des fils, et l'effet refroidissant de l'atmosphère rendu plus puissant par le mélange d'air inflammable, les empêchent

de parvenir jamais à une température égale à celle du rouge obscur. Dans des courans rapides de mélanges explosifs de gaz de houille, qui chauffent le tissu ordinaire à une température plus élevée, les gazes métalliques tressées, dans lesquelles la surface rayonnante est considérablement augmentée, et la circulation de l'air ralentie, entretiennent une température uniforme; en sorte que la chaleur communiquée au tissu par la combustion des mélanges explosifs dans les lampes de sûreté, est entièrement à la disposition du fabricant. En diminuant les ouvertures, et augmentant la masse du métal ou la surface rayonnante, on peut abaisser la chaleur à volonté. Une gaze d'un tissu serré, faite avec des fils métalliques de $\frac{1}{40}$ de pouce, de 16 à la chaîne et 30 à la trame, et fixés à vis pour empêcher qu'ils ne se dérangent, forme une cage de lampe que sa flexibilité empêche de rompre, et que sa force ne permet pas d'écraser, à moins d'un coup très-violent. La lampe que l'on a trouvée la plus convenable pour le mineur, est celle composée d'un cylindre d'une forte gaze métallique, maintenue autour de la flamme par une vis, et dans laquelle on introduit la mèche par un fil passant à travers une ouverture de sûreté. On a depuis plusieurs années fait usage de pareilles lampes dans les mines les plus dangereuses de l'Angleterre, sans qu'elles aient donné lieu à aucun accident; et les explosions désastreuses dont on a ouï parler depuis cette époque, peuvent toutes être attribuées à la négligence, ou à un mauvais emploi de cet infailible protecteur.

Quand on enflamme le gaz de houille dans des cylindres de gaze métallique, de la poussière de charbon jetée dans la lampe brûle avec de forts éclats de lumière et scintillations: les mineurs furent alarmés d'abord d'un pareil effet, que produit également la poussière qui s'élève naturellement pendant le travail de l'exploitation.

Mais sir H. Davy fit voir, par des expériences décisives, que jamais ces étincelles ne pouvaient communiquer l'in-

flammation au gaz des mines. Il projeta à plusieurs reprises de la poussière de charbon de terre, de la résine pulvérisée, et de la farine dans le centre de lampes brûlant dans les mélanges bien plus explosifs que ceux que l'on rencontre ordinairement dans les mines; et bien qu'il tint ces substances flottantes dans l'atmosphère explosive, et qu'il les amoncelât ensuite sur le sommet de la lampe au moment où il était rouge de feu, la combustion ne put jamais se communiquer. Le phosphore, ou le soufre sont les seules substances qui, par leur application à la partie extérieure de la lampe, peuvent occasionner une explosion, et le soufre, pour produire cet effet, doit être appliqué sur la lampe en quantité notable, et soumis à un courant d'air frais. Sir H. Davy a soufflé à plusieurs reprises à travers la lampe en combustion, dans un mélange très-explosif, de la poussière de charbon mêlée avec de petites quantités de poussière de poudre à canon, sans communiquer l'explosion au mélange gazeux. Les personnes les plus craintives peuvent donc, en se guidant par la lumière d'une lampe à double enveloppe métallique, traverser les mines de houille remplies de gaz inflammable, sans avoir la plus légère crainte.

5°. De la Combustion invisible.

Nous sommes arrivés maintenant à la plus curieuse de toutes les découvertes de sir H. Davy sur la flamme; savoir, *la combustion invisible*.

En faisant passer des mélanges d'hydrogène et d'oxygène à travers des tubes chauffés au-dessous du rouge, il observa qu'il paraissait s'être formé de la vapeur, sans qu'il y eût eu combustion; ceci le porta à exposer ces mélanges à la chaleur dans des tubes où ils étaient retenus par un métal fusible fluide. Il reconnut alors, qu'en appliquant avec soin un degré de chaleur entre le point d'ébullition du mercure, qui est insuffisant pour produire l'effet, et celui qui approche de la plus haute température que le verre puisse supporter sans

devenir visible dans l'obscurité; la combinaison s'opère sans aucune violence et sans dégagement de lumière; et en commençant à 100° centigrades, le volume de la vapeur qui s'est formée au point où la combinaison s'opère, paraît justement égal à celui des gaz primitifs; de sorte que le premier effet dans cette expérience, est d'abord une expansion, puis une contraction, et enfin un retour au volume primitif.

Pendant que ce changement s'opère, il se fait une explosion si l'on chauffe subitement au rouge. Avec de petites quantités de gaz, la combustion invisible est achevée en moins d'une minute. Il est probable que les combinaisons qui ont lieu lentement sans combustion, et que l'on a remarquées depuis longtemps relativement à l'hydrogène et au chlore, - à l'oxygène et aux métaux, se produiront, à de certaines températures, entre la plupart des substances qui sont susceptibles de s'unir par la chaleur. En faisant cette épreuve sur le charbon, sir H. Davy remarqua, qu'à une température qu'il estime un peu inférieure à celle de l'ébullition du mercure, il convertissait assez rapidement l'oxygène en acide carbonique, sans aucune espèce d'apparence lumineuse; et qu'à une chaleur rouge obscure, les élémens du gaz oléifiant se combinaient pareillement avec l'oxygène, lentement et sans explosion. L'effet de la combinaison lente de l'oxygène avec l'hydrogène ne se lie point avec leur raréfaction par la chaleur; car elle eut également lieu quand les gaz furent renfermés dans un tube par un métal fusible, rendu solide à sa partie supérieure, et avec autant de rapidité, comme sans aucune apparence de lumière.

Comme, ainsi qu'on l'a vu, la température de la flamme était beaucoup plus élevée que celle qui est nécessaire pour l'ignition de corps solides, il paraissait probable que, dans ces espèces de combinaisons tranquilles des gaz, où l'élévation de température n'était pas suffisante pour rendre les matières gazeuses elles-mêmes lumineuses, elle pourrait néanmoins être capable de mettre à l'état d'ignition les corps solides qu'on y exposerait.

Sir Davy avait fait sur ce sujet plusieurs expériences. Il avait tenté d'exposer des fils métalliques fins à des mélanges d'oxygène et de gaz oléifiant, d'oxygène et d'hydrogène, pendant leur combinaison lente, sous diverses circonstances, lorsqu'il fut par hasard conduit à la connaissance du *fait*, et en-même-temps à la découverte d'une nouvelle suite de phénomènes très-curieux.

Il s'occupait d'expériences sur l'augmentation des limites de la combustibilité des mélanges de gaz de houille et d'air, produite par l'élévation de température. A cet effet, il introduisit une petite lampe de sûreté en gaze métallique, ayant un petit fil fin de platine fixé au-dessus de la flamme, dans un mélange combustible contenant le maximum du gaz de houille. L'inflammation ayant eu lieu dans le cylindre de toile métallique, il y fit arriver une nouvelle quantité de gaz de houille, espérant que la chaleur acquise par le mélange gazeux, en passant à travers le tissu, empêcherait le gaz excédant d'éteindre la flamme. Elle continua d'avoir lieu deux ou trois secondes encore après l'introduction du gaz de houille; et quand elle s'éteignit, la partie du fil de platine qui se trouvait la plus chaude resta rouge de feu, et se maintint à cet état pendant plusieurs minutes; et en transportant le tout dans l'obscurité, on reconnaissait évidemment qu'il n'y avait point de flamme dans le cylindre.

Il était dès-lors évident que c'était là le résultat auquel il avait espéré de parvenir par d'autres méthodes, et que l'oxygène et le gaz de houille, en contact avec le fil échauffé, se combinaient sans flamme, mais en produisant cependant assez de chaleur pour maintenir le fil rouge, et entretenir leur propre *combustion secrète*. La vérité de cette conclusion fut démontrée en introduisant dans un semblable mélange un fil de platine chauffé. Il devint presque instantanément rouge-blanc, comme s'il eût été lui-même en combustion; il se maintint pendant long-temps à cet état; et *quand il s'éteignit, on trouva que l'inflammabilité du mélange était entièrement détruite*. Il suffisait seulement d'une chaleur bien au-dessous de celle de l'ignition pour produire ce curieux

phénomène ; on retira le fil à plusieurs reprises , et on le laissa refroidir dans l'atmosphère , jusqu'à ce qu'il eût cessé d'être visiblement rouge ; et en plongeant de nouveau dans le mélange , il redevenait aussitôt rouge de feu.

Les mêmes phénomènes se produisirent encore avec des mélanges d'air et de gaz oléfiant , d'oxide de carbone , de gaz prussique et d'hydrogène ; et , dans ce dernier cas , avec une production rapide d'eau. Le degré de chaleur pouvait se régler d'après la grosseur du fil. A égalité d'épaisseur , le fil devenait plus intensément rouge dans l'hydrogène que dans les mélanges de gaz oléfiant , et plus dans ceux-ci que dans ceux d'oxide de carbone.

Lorsque l'épaisseur du fil métallique était fort petite , par exemple de $\frac{1}{10}$ de pouce de diamètre , sa chaleur s'élevait , dans les mélanges très-combustibles , au point de déterminer leur explosion ; et ce même fil , dans les mélanges moins combustibles , se maintenait simplement à une chaleur d'un rouge brillant , ou rouge obscur , suivant la nature des gaz mêlés. Dans les mélanges que la flamme ne rend pas explosifs dans de certaines limites , ces curieux phénomènes se présentaient encore , soit qu'il y eût excès d'air ou de gaz inflammable ; il en fut de même avec certaines vapeurs inflammables. On essaya celles de l'éther , de l'alcool , de l'huile de térébenthine , de naphlé et de camphre ; et il n'y a pas de moyen plus élégant de mettre ce fait en évidence que de répéter sur la vapeur de l'éther ou de l'alcool cette expérience que toute personne peut exécuter en moins d'une minute. Laissez tomber dans un verre froid une goutte d'éther , ou bien une goutte d'alcool dans un verre chaud ; chauffez ensuite à la flamme d'une bougie un petit fil de platine d'un 60.^e ou un 70.^e de pouce de diamètre , et plongez-le dans le verre : dans certaines parties , il deviendra resplendissant , presque rouge-blanc ; et il restera à cet état tant qu'il restera dans le verre une quantité de vapeur et d'air suffisante.

Quand on fait dans l'obscurité l'expérience de la combustion lente de l'éther , on aperçoit au-dessus du fil de platine

une lumière pâle phosphorescente, qui devient surtout plus distincte quand l'ignition du fil a cessé. Cette apparence est due à la formation d'une substance volatile âcre particulière, et jouissant des propriétés acides. (*Acide ACIDE LAMPIQUE.*) On fait encore d'une autre manière très-ingénieuse l'expérience précédente en fixant solidement dans la mèche d'une lampe à esprit-de-vin un fil de platine fin, d'environ $\frac{1}{100}$ de pouce de diamètre; il doit être tourné en spirale, dont la moitié soit roulée autour de la mèche, et l'autre s'élève au-dessus d'elle. Après avoir allumé la lampe pendant quelques instans, on souffle la flamme; le fil devient alors d'un rouge brillant, et continue ainsi tant qu'il reste de l'alcool. On peut employer un cylindre de camphre, qui tient lieu tout-à-la-fois de mèche et d'esprit-de-vin. L'ignition est alors très-brillante, et exhale une vapeur odoriférante. Avec l'huile de térébenthine, la lampe brûle d'une manière invisible et sans faire rougir le fil; car on voit s'en élever une colonne épaisse de vapeur, qui répand une odeur, agréable suivant quelques personnes. En ajoutant à l'alcool de petites quantités d'huiles essentielles, on peut ainsi produire différens *aromates* pour parfumer l'air des appartemens; mais il faut avoir soin, dans ce cas, d'enlever la petite couche de charbon qui se dépose sur le rouleau de fil de platine, en le faisant rougir au-dessus de la flamme d'une autre lampe à esprit-de-vin; car, sans cette précaution, l'effet cesse après un certain temps.

Les changemens chimiques produits, en général, par la combustion lente, paraissent dignes d'être étudiés. Quand on introduit, sous les circonstances ordinaires, un fil de platine dans un mélange de cyanogène et d'oxygène en excès, il devient rouge-blanc, et l'on observe, dans le mélange, des vapeurs jaunes d'acide nitreux. Plongé dans un mélange de gaz oléfiant et d'air, qui n'était point explosif par un excès de gaz inflammable, il se forma beaucoup d'oxide de carbone. Le platine et le palladium, métaux dont le pouvoir conducteur et la capacité pour le calorique sont très-faibles,

réussissent seuls dans la production de ces phénomènes ; et il suffit même d'une couche mince de charbon ou de soufre pour leur enlever cette propriété. Les métaux coupés en lames très-minces, entre lesquels l'air puisse circuler librement, agissent comme les fils métalliques ; et l'on peut faire rougir dans la vapeur de l'éther, ou dans un mélange combustible de gaz de houille et d'air, une très-grande surface de platine.

Sir H. Davy a fait une application pratique admirable de ces nouveaux faits. En suspendant plusieurs tours de fil de platine fin, ou une feuille mince de platine ou de palladium, au-dessus de la mèche de la lampe de sûreté en gaze métallique, il a fourni de la lumière au mineur, dans les mélanges de gaz de houille qui ne sont plus explosifs. Si la trop grande quantité de gaz de houille fait éteindre la flamme, la lueur du fil continue de le guider ; et en plaçant la lampe en différentes parties de la galerie, son éclat, relatif, indiquera l'état de l'atmosphère dans ces parties. Il ne peut y avoir aucun danger pour la respiration tant que le fil se maintient rouge ; car ce phénomène cesse quand l'air méphytique forme environ les $\frac{2}{3}$ du volume de l'atmosphère.

Une petite cage faite avec un fil de platine fin, de $\frac{7}{10}$ de ponce d'épaisseur, fut introduite dans la lampe de sûreté en tissu métallique ; et on la fixa, au moyen d'un fil épais de platine, à deux pouces environ au-dessus de la mèche enflammée. Tout cet appareil fut ensuite placé dans un grand récipient, dont l'air pouvait à volonté être mélangé avec du gaz de houille, en telle proportion désirée, à l'aide d'un gazomètre. Dès que l'on commença à admettre la plus petite quantité de gaz de houille, le platine devint rouge de feu ; l'incandescence continua d'augmenter jusqu'à l'extinction de la flamme de la mèche, et jusqu'à ce que tout le cylindre en fût rempli ; elle diminua alors. Lorsque la quantité de gaz introduite fut assez grande pour éteindre la flamme, la cage de platine, au moment de l'extinction, devint rouge-blanche, et

présentant une lumière des plus vives; en augmentant encore davantage la proportion de gaz, l'ignition du platine devint moins vive. La lumière étant devenue à-peine sensible, on fit parvenir de petites quantités d'air, qui la ranimèrent promptement. En réglant d'une manière convenable l'introduction d'air et de gaz, la cage fut peu-à-peu de nouveau portée au rouge-blanc, et bientôt après elle produisit dans le cylindre une flamme qui, comme à l'ordinaire, par l'addition d'un peu d'air atmosphérique, ralluma la mèche de la lampe.

Cette belle expérience a bien souvent depuis été répétée, et toujours avec les mêmes résultats. Quand le tissu métallique de la cage était très-épais, soit qu'il fût de platine, d'argent ou de cuivre, il conservait assez de chaleur pour mettre le fil fin de platine en état de rallumer la flamme dans un mélange convenable, *une demi-minute* après qu'elle avait été entièrement éteinte par une atmosphère de gaz de houille pur. Le phénomène de l'ignition du platine n'a lieu que faiblement dans un mélange de deux parties d'air et d'une de gaz de houille; mais elle est brillante quand il est formé de trois parties d'air et d'une de gaz. Plus la quantité de chaleur produite est grande, plus la quantité de gaz de houille peut être considérable; de sorte qu'un large tissu métallique, étant porté au rouge-blanc, pourra brûler dans un mélange plus inflammable (c'est-à-dire, contenant plus de gaz inflammable) que celui qui est simplement rouge. Si l'on introduit dans une bouteille un mélange de trois parties d'air atmosphérique et d'une de gaz, et qu'on l'enflamme à son point de contact avec l'atmosphère, il ne sera point explosion, mais il brûlera comme une substance inflammable pure. Si maintenant on fait passer lentement à travers la flamme un fil fin de platine roulé sur lui-même à son extrémité, il continuera d'être rouge de feu jusque dans l'intérieur du mélange, et l'on verra que cette même substance gazeuse est à-la-fois *inflammable* et un *soutien* de combustion. Quand on place dans une très-petite lampe de sûreté une grande cage de fil de platine, les mélanges de gaz de houille même explosifs brûlent

sans flamme ; et en plaçant au fond de la lampe , autour de la mèche , une cage en fil de platine , elle préserve le tissu de la fumée. Il faut cependant prendre bien garde qu'aucun fil de platine ne dépasse le tissu métallique. C'est une chose vraiment surprenante qu'un tissu délié de platine qui coûte à peine un schelling , et qui est indestructible , puisse fournir dans les profondes et ténébreuses retraits des mines de houille la plus *brillante lumière* , sans aucun danger , et dans des atmosphères où la flamme de la lampe serait éteinte ; et qu'il se maintienne en ignition dans tout mélange de gaz hydrogène carboné qui est propre à la respiration. Quand l'atmosphère redevient explosive , la *flamme* de la lampe se rallume.

Il n'est pas moins surprenant de voir que nous puissions à volonté brûler toute vapeur inflammable avec ou sans flamme , et la faire consumer par un fil mince , à une chaleur blanche ou rouge.

6°. *Applications pratiques.*

Nous terminerons cet article de la combustion par quelques résultats pratiques qu'on en a déduits.

Les faits détaillés sur la combustion insensible expliquent pourquoi l'on obtient une bien plus grande quantité de chaleur quand on fait brûler plus rapidement le combustible ; et ils font voir que , dans tous les cas , il faut maintenir la température des corps qui agissent les uns sur les autres aussi élevée que possible , non-seulement parce que l'accroissement général de la chaleur est plus grand , mais encore parce que l'on prévient par là la formation de combinaisons qui , à de plus basses températures , peuvent avoir lieu sans qu'il se produise aucun dégagement de chaleur considérable. Ainsi , dans la lampe d'Argand , et dans les meilleures cheminées , l'augmentation d'effet ne dépend pas seulement de la rapidité du courant d'air , mais encore de la chaleur conservée par la disposition des matériaux dans la cheminée , et qui est communiquée aux substances qui s'enflamment.

Ces faits découvrent encore la source d'erreur dans laquelle

est tombé M. Dalton, en estimant la quantité de chaleur développée par la combustion du charbon; ils indiquent par quelles méthodes la température peut être élevée, et les limites de certaines d'elles. Les courans de flamme ne peuvent jamais élever la température de corps qu'on y expose au-delà d'un certain degré, qui est celui de leur propre température; mais on ne peut douter que, par la compression, on ne puisse augmenter considérablement la chaleur des flammes des soutiens purs et des matières combustibles, proportionnellement sans doute à la compression exercée. Dans le chalumeau d'oxygène et d'hydrogène, le maximum de température est auprès de l'ouverture par où se dégagent les gaz, c'est-à-dire, au point où leur densité est la plus grande. On obtiendrait probablement un degré de température bien supérieur à aucun de ceux atteints jusqu'à présent, en lançant la flamme de l'hydrogène et de l'oxygène combinés dans l'arc voltaïque, et combinant ainsi les deux agens les plus énergiques pour l'augmentation de la chaleur.

On peut maintenant concevoir aisément la nature de la lumière des flammes et leur forme. Quand, dans les flammes, il ne se brûle qu'une matière gazeuse pure, la lumière produite est extrêmement faible. La densité de la flamme ordinaire est proportionnelle à la quantité de charbon solide qui se dépose d'abord, et qui est brûlé ensuite. La forme de la flamme est conique, parce que la plus grande chaleur est dans le centre du mélange explosif. En regardant fixement la flamme, on aperçoit la partie où la matière combustible est volatilisée, et elle semble obscure par opposition avec celle où elle commence à brûler, c'est-à-dire où elle se trouve mêlée avec l'air de manière à devenir explosive. La chaleur diminue vers la sommité de la flamme, parce que c'est dans cette partie que la quantité d'oxygène est la moindre. Quand la mèche, par l'accumulation du charbon, acquiert des dimensions considérables, elle refroidit la flamme par rayonnement, et empêche la quantité convenable d'oxygène de se mêler avec sa partie centrale; par conséquent, le charbon qui

s'échappe du sommet de la flamme est simplement rouge de chaleur, et la plus grande partie sort sans avoir été consumée.

L'intensité de la *lumière* des flammes dans l'atmosphère est augmentée par la condensation et diminuée par la raréfaction, et, à ce qu'il paraît, dans un plus grand rapport que leur *chaleur*. Il y a dans les atmosphères plus condensées un plus grand nombre de particules capables d'émettre de la lumière, et cependant la plupart de ces particules, en émettant de la lumière, absorbent de la chaleur; ce qui ne pourrait pas être le cas dans la condensation d'un milieu entretenant simplement la combustion.

Les faits relatifs à la raréfaction des gaz inflammables font voir, que les apparences lumineuses des étoiles filantes et des météores ne peuvent être dues à aucune inflammation de fluides *élastiques*, mais qu'elles doivent dépendre de l'ignition de corps solides. Le docteur Halley a évalué à 50 milles la hauteur d'un de ces météores; et le grand météore d'Amérique, qui lança des pluies de pierres, a été estimé à dix-sept milles de hauteur. La vitesse de mouvement de ces corps doit, dans tous les cas, être extrêmement grande, et la chaleur produite par cette rapidité, dans l'air le plus raréfié, peut sans contredit suffire pour mettre la masse à l'état d'ignition. On peut rendre raison de tous les phénomènes en supposant que les étoiles *tombantes* sont de petits corps solides tournant autour de la terre dans des orbites très-excentriques, et qui ne deviennent rouges et visibles que lorsqu'elles traversent avec une vitesse immense les régions supérieures de l'atmosphère; et quant aux *corps météoriques* qui lancent des pierres avec explosion, on peut supposer que ce sont des corps semblables, contenant une matière combustible ou élastique.

Quand on tire dans un air raréfié, une étincelle électrique *ordinaire* ou *voltaïque*, la lumière et la chaleur sont considérablement diminuées. Cependant, un morceau de fil de platine placé par sir H. Davy au centre de l'arc lumineux, produit par le grand appareil de l'Institution royale, dans un

réceptient contenant de l'air soixante fois plus rare que celui de l'atmosphère, devint rouge-blanc; et la preuve certaine que cet effet n'était pas dû à la conductibilité électrique du platine, c'est qu'en répétant l'expérience avec un filament de verre, il fut instantanément fondu. Il est évident, d'après cela, que la chaleur et la lumière électriques peuvent se montrer dans des atmosphères où la flamme des corps combustibles ne pourrait pas subsister; et ce fait est intéressant en ce qu'il serait possible de l'appliquer à l'explication du phénomène des *aurores boréales* et *australes*.

Finalement on peut établir, comme un axiome, que la combustion n'est pas le grand phénomène de nature chimique; mais un accessoire accidentel et fortuit de la combinaison chimique ou de la décomposition, et qui est dû aux mouvemens intérieurs des particules des corps qui tendent à s'arranger dans un nouvel ordre de constitution chimique;

On rapporte plusieurs exemples de morts produites par des combustions spontanées des corps: les apparences, dans ces cas, ressemblent à celles qui seraient produites par l'hydrogène phosphuré.

COMPTONITE. Nouveau minéral trouvé dans des cavités drusiques de masses pierreuses vomies par le mont Vésuve. On le rencontre cristallisé, en prismes droits à quatre pans, qui sont ordinairement tronqués aux extrémités latérales, de manière à former des prismes à huit pans, terminés par des sommets aplatis. Ce minéral est transparent; il se prend en gélée avec les acides. Il est quelquefois accompagné d'arragonite aciculaire. Il a été, pour la première fois, apporté en Angleterre par lord Compton, en 1818.

CONCRÉTIONS INTESTINALES. On trouvera la description de celles des concrétions de cette espèce qui se rencontrent dans les animaux inférieurs, à l'article **BEZOARD**.

J'insérerai ici le récit d'une concrétion très-remarquable,

extraite du rectum d'une femme dans le comté de Perth, en 1817; elle est, je crois, encore vivante. Cette concrétion me fut envoyée par son médecin, le docteur Kennedy de Dunning. Ce qui suit fut écrit dans le temps, et un extrait en fut publié dans le *London medical Journal*, dans l'automne de la même année.

La forme de la concrétion est celle d'un cylindre comprimé, d'un pouce (25^{mm}.) de long et de même dimension dans son plus grand diamètre, le diamètre plus petit n'étant que d'environ 19 millimètres. Sa dureté est égale à celle de la cire; mais elle n'en a pas la ténacité. L'une des extrémités de cette concrétion, qui est polie et luisante, offre l'apparence de lamies concentriques, formées de lignes brunes circulaires dans une base jaune. Elle a de l'éclat sur ses côtés, et l'aspect marbré du savon de Castille. Sa structure intérieure est grenue, se rapprochant de celle cristalline, avec rayonnemens du centre à la circonférence, de lignes brunes et d'un jaune vif, ayant l'éclat nacré. Cette concrétion est friable entre les doigts, qu'elle couvre, en la pressant, d'une poussière farineuse ayant peu d'onctuosité.

Le poids de la concrétion est de 11 grammes. La pesanteur spécifique de la masse semble d'abord inférieure à celle de l'eau distillée, car elle flotte un peu sur ce liquide, mais ensuite elle tombe du fond. Dans une dissolution de muriate de soude, d'une pesanteur spécifique de 1,0135, un fragment de cette concrétion reste suspendu dans une partie quelconque de la liqueur. Cette pesanteur spécifique de la dissolution est donc la sienne.

Son odeur est forte, mais elle n'a rien de désagréable; c'est décidément l'odeur de musc, ou plus précisément celle de l'ambre gris.

L'eau n'a aucune action sur cette concrétion, et elle n'affecte point la couleur du tournesol. Elle conserve dans l'eau bouillante son état solide. Lorsqu'on la chauffe à environ 200° centigrades, elle se fond en une masse noire, en émet-

tant des fumées blanches abondantes, dans l'odeur desquelles on peut distinguer le mélange de celles de l'ambre gris et de la graisse qui brûle. Cette concrétion chauffée au rouge obscur sur une capsule de platine, brûle avec beaucoup de flamme et de fumée, laissant un résidu inappréciable.

Elle se dissout rapidement dans l'éther sulfurique formant un liquide de couleur ambrée. L'éther, en s'évaporant, laisse des écailles brillantes d'apparence micacée.

Dix parties d'alcool chaud dissolvent une partie de la concrétion ; mais à mesure que l'alcool refroidit, il s'en précipite la plus grande partie sous la forme de ces écailles molles cristallines, tandis que la surface du liquide se recouvre d'une pellicule agréablement irisée, présentant des rayonnemens en étoiles.

Le naphte, les huiles fines et volatiles agissent aisément sur cette concrétion, en formant avec elle des dissolutions d'un jaune vif.

De petits fragmens de cette concrétion, exposés pendant deux jours à la chaleur d'un bain de sable dans une capsule de verre contenant une dissolution dans l'eau de potasse pure, ne furent reconnus altérés ni dans leur dimension ni dans leur apparence. L'ammoniaque liquide dans laquelle on les mit en digestion, ne produisit également pas le plus léger effet sur ces fragmens : sous ces rapports, la concrétion a plus d'analogie avec l'ambre gris qu'avec aucune autre substance que je connaisse. Je fus porté, d'après cette considération, à imaginer que la fumée blanche que la concrétion exhale à une chaleur médiocre, était de l'acide benzoïque, que l'ambre gris est dit contenir en abondance.

J'ajoutai donc à de l'ammoniaque liquide une dissolution alcoolique de la concrétion, ce qui produisit un liquide laiteux par la séparation de la substance à l'état de très-grande division. Ce mélange fut évaporé à une douce chaleur, jusqu'à siccité, afin d'en séparer l'alcool et l'ammoniaque non combinée. Après avoir alors mis de l'eau chaude en diges-

tion sur le résidu, le tout fut jeté sur un filtre. La liqueur qui passa aurait dû contenir du benzoate d'ammoniaque, s'il y avait présence d'acide benzoïque dans la concrétion. Elle fut partagée en deux portions. On versa dans l'une d'elles quelques gouttes d'acide sulfurique étendu, et le liquide acidulé ayant été concentré par évaporation, dans une capsule de verre, il ne donna par refroidissement aucune trace d'acide benzoïque. Une quantité très-petite de benzoate d'ammoniaque, traitée de la même manière, pour comparaison, fournit les cristaux caractéristiques d'acide benzoïque. L'autre portion de liqueur fut ajoutée à une dissolution neutre de muriate rouge de fer, mais il ne se produisit point de précipité. Une partie extrêmement petite de benzoate d'ammoniaque cristallisé ayant été ajoutée à une dissolution du même muriate, il s'ensuivit promptement un précipité brun, mais sans produire aucun changement sur des dissolutions parfaitement neutres des muriate et sulfate *verts*; fait important, en ce qu'il peut faire connaître l'état d'oxidation du fer dans un minéral ou dans une combinaison saline, offrant aussi une méthode facile pour séparer les deux oxides de ce métal. On peut inférer, avec beaucoup de probabilité, des expériences ci-dessus, que la concrétion ne contient pas d'acide benzoïque.

Del'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,300, mis en digestion sur la concrétion à une douce chaleur, et ensuite refroidi, transforme cette substance en globules d'un jaune vif, plus denses et moins friables que la concrétion, et ayant jusqu'à un certain point la demi-transparence d'une résine impure. Il n'y avait, cependant, pas eu de véritable dissolution par l'acide, et la combustibilité de la substance n'avait été en aucune manière altérée par l'action de cet acide.

Comme il existe, dans le cabinet de l'Institution, des échantillons d'ambre gris très-odoriférans, qu'on dit avoir été importés de la Perse à l'état natif, j'étais curieux de comparer leurs rapports chimiques avec ceux de cette

concrétion morbifique. Deux des morceaux d'ambre gris différent en beaucoup de points l'un de l'autre. Le premier, est de couleur légèrement grisé, avec apparence de points résineux entremêlés dans sa substance. Sa densité, de beaucoup supérieure à celle de l'eau, est de 1,200. Chauffé dans l'eau à 54° centigrades, il y tombe en fragmens spongieux légers. Le second morceau, d'une pesanteur spécifique de 0,950, est de couleur brune un peu foncée à l'extérieur, et à l'intérieur, d'un brun léger. Chauffé dans l'eau, à la température ci-dessus, il se ramollit en une substance visqueuse comme de la thériaque. Ces deux morceaux se dissolvent aisément l'un et l'autre dans l'alcool chaud, mais le dernier donne la dissolution la plus riche en couleur dorée. A mesure que l'alcool refroidit, on voit des écailles brillantes s'en séparer. Avec l'éther, le naphte, les huiles fixes et volatiles, les phénomènes que présente l'ambre gris, sont absolument les mêmes que ceux que manifesta la concrétion avec ces dissolvans; la dissolution alcoolique, mêlée avec de l'ammoniaque liquide, donne une émulsion laiteuse semblable.

L'échantillon plus *léger* d'ambre gris, exposé à une douce chaleur au-dessus d'une lampe, dans un tube de verre fermé à une extrémité, se fond, en émettant une huile volatile en vapeur épaisse, qui se condense sur la partie supérieure du tube; il reste au fond une substance visqueuse comme du goudron. L'huile ressemble à de l'huile de succin, dont elle a l'odeur désagréable et empyréumatique. Le morceau d'ambre gris plus *dense*, chauffé dans les mêmes circonstances, se fond moins promptement et pas aussi complètement, avec émission de la même huile volatile à odeur d'empyreumè, accompagnée d'aiguilles cristallines décidément acides. Ces aiguilles consistent en dans de l'acide benzoïque, ou dans de l'acide succinique. Elles précipitent le peroxide de fer du muriate rouge neutre. L'odeur de l'huile qui les accompagne est certainement celle de l'ambre; mais j'ai obtenu jusqu'à présent l'acide en trop petites quantités pour pouvoir

déterminer auquel des deux acides benzoïque ou succinique il appartient. Je fis, pour parvenir à ce but, les expériences suivantes. Mon grand objet était de découvrir un caractère propre à établir la distinction entre l'acide benzoïque et l'acide succinique; en opérant nécessairement sur de petites quantités, cette distinction devient surtout difficile. Ces deux acides sont l'un et l'autre volatils, cristallisables, et sont précipités avec le peroxide de fer des dissolutions salines de ce métal. Après un grand nombre d'essais, je m'arrêtai à la manière d'opérer qui suit; elle réussit très-bien, même avec de très-petites quantités. Après avoir saturé de l'acide benzoïque et de l'acide nitrique avec de l'ammoniaque, et avoir ensuite évaporé les liqueurs à une douce chaleur, jusqu'à masse cristalline sèche, j'introduisais dans un petit tube de verre recourbé, fermé à l'une de ses extrémités, une portion du benzoate. J'exposais le fond du tube où le sel était placé à la chaleur d'une lampe, mais avec beaucoup de précaution. Il s'exhalait un gaz ammoniacal pénétrant, et l'eau de cristallisation distillant était fortement imprégnée d'ammoniaque. Afin d'éviter toute erreur dans le résultat, je sur-saturais légèrement d'avance l'ammoniaque avec l'acide. Je trouvai dans le milieu du tube de l'acide benzoïque pur, en cristaux aciculaires: le succinate d'ammoniaque, au contraire, se sublime sans décomposition.

Je fis alors digérer avec de l'alcool quelques grains de l'ambre gris dense, et après avoir ajouté de l'ammoniaque liquide, je fis bouillir le tout, je filtrai et évaporai à siccité; mais la matière saline que j'obtins était trop petite pour être soumise par le mode ci-dessus à une analyse pouvant donner des indices satisfaisans; et comme je ne voulais pas employer au-delà d'un petit nombre de grains d'un échantillon appartenant à un établissement public, je préférai attendre qu'il se présentât dans la suite quelque occasion qui pût me procurer les moyens de faire l'examen de l'ambre gris natif.

Quant à l'ambre gris plus léger, paraissant être un échantillon plus caractéristique, je ne pus en obtenir, même une trace d'acide benzoïque, quoique je modifiassé la température pour la sublimation, et dans les autres cas où je pouvais le juger nécessaire. L'huile qui s'élevait ne rougissait pas le papier de tournesol le plus sensible.

Des fragmens de l'ambre gris étant exposés à une assez forte chaleur dans des capsules avec le contact de l'air, exhalaient la fumée abondante fétide, et brûlaient ensuite avec la flamme jaune, tel que cela avait lieu avec la concrétion. Des fragmens de cette concrétion, chauffés dans un tube de verre, se fondaient, exhalaient la fumée pesante qui se condensait dans une huile ayant l'odeur d'empyreume, et se comportaient, sous tous les rapports, comme l'ambre gris léger.

On en peut donc inférer que la concrétion est une modification d'ambre gris. Elle diffère décidément de l'adipocire des cadavres qui forme émulsion avec l'eau froide, se fond dans l'eau bouillante, donne, étant traitée avec de la potasse, un savon avec dégagement d'ammoniaque, et fournit une dissolution claire étant chauffée avec de l'ammoniaque liquide. Cette concrétion ressemble cependant, sous beaucoup de rapports, à la cholestérine des calculs biliaires; et je ne doute pas que la cholestérine de la bile altérée est la véritable origine d'ambre gris dans la baleine, aussi bien que de cette concrétion morbifique.

Cette concrétion est presque entièrement soluble dans l'alcool chaud, tandis que ce liquide bouillant ne peut dissoudre qu'un tiers d'adipocire.

Elle se distingue totalement de la matière grasse ordinaire par sa dissolubilité dans l'éther et l'alcool, en ce qu'elle ne se combine pas avec les alcalis, et par la haute température qu'elle exige pour se fondre.

L'ambre gris, et cette concrétion morbifique, s'accordent encore relativement à leur lieu de formation dans le système animal, comme prenant naissance, l'un et l'autre, dans le

rectum, ou plus gros intestins. Le *physeter macrocephalus* de Linnée, est l'espèce de baleine qui fournit l'ambre gris. Dans l'examen du capitaine Coffin devant le conseil privé, en 1791, il annonça avoir trouvé 362 onces (environ 11 kilogrammes) d'ambre gris dans les intestins d'une baleine femelle, qui avait été harponnée sur la côte de Guinée. Cet ambre avait été retiré en partie du rectum, en coupant la graisse, et le surplus avait été trouvé dans l'intérieur du canal intestinal.

Les baleines qui contiennent l'ambre gris sont toujours, dit-on, maigres, malades, et semblent presque totalement engordies. C'est par cette raison qu'une baleine spermaceti de cette apparence, et qui, étant harponnée, n'émet pas de fèces, donne généralement lieu aux pêcheurs de s'attendre à y trouver de l'ambre gris. Cette substance est-elle la cause ou l'effet de la maladie ? C'est encore un problème ; mais cette dernière conjecture semble être plus raisonnable. Ce peut être par suite l'un et l'autre. Le fait remarquable du sexe indiqué ci-devant de la baleine, peut porter à rechercher si cette concrétion morbifique, qui se rencontre aussi dans le sujet humain, est particulière aux femmes, et a de la connexité avec l'allaitement.

On trouve, dans le second volume des Essais du docteur Monro, sur l'anatomie du corps humain dans les états de santé et de maladie, l'analyse, par le docteur Thomas Thomson, de plusieurs concrétions intestinales. Les résultats obtenus par cet éminent chimiste font voir, que les échantillons que j'ai examinés étaient d'une nature totalement différente de la concrétion dont il s'agit.

CONCRÉTIONS MORBIFIQUES. Ce sont des dépôts solides formés par maladies dans les parties molles, ou dans les cavités des corps animaux. Les premières sont ordinairement appelées *ossifications*, parce qu'elles paraissent consister en phosphate calcaire ; et, suivant la partie du corps où elles se

sont déposées, on les nomme pinéale, salivaire, pulmonaire, pancréatique, hépatique, de la prostate et gouteuse. Les dépôts qui ont lieu dans les *cavités*, sont généralement appelés calculs, à cause de leur ressemblance avec les cailloux; ces concrétions sont divisées en intestinale, biliaire, rénale et urinaire. (Voyez leurs articles respectifs.)

CONGÉLATION. En addition aux méthodes indiquées à l'article *calorique*, pour produire la congélation artificielle, nous allons décrire ici le moyen élégant de la machine pneumatique, récemment employé par le professeur Leslie.

L'ingénieur D. Cullen paraît avoir, le premier, employé la machine pneumatique pour activer l'évaporation des liquides, dans le vue de leur soustraire de la chaleur, ou d'en opérer la congélation artificielle. Dans l'année 1755, il plongea une fiole remplie d'éther dans un gobelet plein d'eau; ayant ensuite placé le tout sous le récipient de la machine, et fait le vide, l'éther entra en ébullition, et l'eau se congela tout à l'entour.

En 1777, M. Edward Nairne, opticien de Londres très-distingué, publia, dans les Transactions de la Société Royale, « un exposé de quelques expériences faites avec la machine pneumatique ». Après avoir établi, qu'à un certain degré de raréfaction, l'humidité environnant la machine fournissait une atmosphère de vapeur qui changeait les résultats et affectait le mercure de l'éprouvette, il dit : « Je mis alors un peu d'acide sulfurique dans le récipient, afin d'essayer par-là, de faire consister ce qui y restait, lorsqu'on l'eut vidé d'air autant que possible, en de l'air permanent seul et *qui ne fût point altéré par la vapeur* ». Cette *dessication artificielle* le mit alors à même de produire avec un grand avantage certains phénomènes électriques. Le second essai que tenta M. Nairne fut de « produire avec la machine un *froid artificiel* ». Ayant reçu dernièrement de mon ami le docteur Lind, dit-il, de l'éther préparé par l'ingénieur

M. Woolf, je fus très-curieux d'essayer si je pourrais produire un degré de froid considérable par l'évaporation de l'éther sous le récipient, pendant que j'y faisais le vide. En suivant cette méthode, il réussit, en plongeant de temps-en-temps la boule d'un thermomètre dans l'éther, sous le vide, à abaisser sa température de 39° au-dessous de celle de l'appartement, qui était de 1° . M. Nairne ne fit aucune tentative pour condenser dans le vide la vapeur, par des moyens chimiques, et favoriser ainsi sa production à la surface du liquide; ce que je regarde comme étant le perfectionnement principal que le professeur Leslie a apporté au plan de refroidissement artificiel de Cullen. Après avoir, d'après M. Nairne, enlevé par l'acide sulfurique la vapeur d'eau, afin de produire artificiellement de la *sécheresse*, il n'y avait qu'un très-petit pas pour arriver à la production du *froid artificiel*, mais encore ne paraît-il pas avoir été fait par aucun physicien, depuis 1777 jusqu'à 1810, que M. Leslie fut conduit naturellement à le frapper, par la suite de ses recherches sur l'évaporation et l'hygrométrie.

La rapidité extrême de l'évaporation dans le vide peut être conclue de cette loi du docteur Robison, que tous les liquides y bouillent à une température entre 49° et 52° centigr. plus basse que le point habituel d'ébullition dans l'atmosphère. Si l'on pouvait trouver une substance, liquide ou solide, qui absorbât rapidement l'alcool, l'éther ou le sulfure de carbone, on serait probablement à même de produire des abaissemens de température bien plus grands que ceux auxquels on a pu atteindre jusqu'à ce jour. Cependant, la grande quantité de chaleur latente de la vapeur d'eau, lui donne sans contredit un avantage qui doit bien compenser sa moindre rapidité d'évaporation.

Dans le mois de juin 1810, le professeur Leslie ayant introduit sous le récipient de la machine pneumatique une capsule remplie d'acide sulfurique, et sur celle-ci un verre de montre plein d'eau, il trouva, qu'après quelques coups de piston, l'eau était changée en un gâteau de glace solide,

qui, laissé dans le milieu raréfié, continua de s'évaporer, et disparut en totalité au bout d'environ une heure. Lorsque l'air a été raréfié 250 fois, ce qui est le maximum que l'on puisse atteindre dans pareilles circonstances, la surface d'évaporation s'abaisse de 66° centig. dans l'hiver, et probablement son abaissement serait de 111° dans l'été, l'évaporation et la condensation étant beaucoup plus considérables. Si l'air n'est raréfié que de 50 fois, on ne peut produire qu'un abaissement de 44 et même 55° centig.

Cette élégante combinaison nous donne les moyens de congeler une masse d'eau dans les saisons les plus chaudes, et de la conserver à l'état solide jusqu'à sa disparition totale; par un procédé d'évaporation continu, mais invisible. La seule condition requise, c'est que la surface de l'acide soit suffisamment près de celle de l'eau, et la plus grande possible; autrement l'humidité se développerait plus abondamment qu'elle ne pourrait être absorbée; et par conséquent, la sécheresse du milieu raréfié serait diminuée ainsi que son énergie d'évaporation. Il faut mettre environ un demi-pouce d'acide dans une large capsule qui est reconverte d'un récipient de forme à-peu-près hémisphérique; l'eau que l'on veut soumettre à la congélation doit être contenue dans une coupe peu profonde, moitié moins large que la capsule, et dont le bord est soutenu par un anneau étroit de porcelaine, supporté, au-dessus de la surface de l'acide, par un trépied léger. Il est important que l'eau soit isolée autant que possible; on présente seulement une surface humide au contact du milieu environnant; car les côtés secs de la coupe doivent recevoir, par le rayonnement de l'air extérieur, assez de chaleur pour diminuer de beaucoup, ou même empêcher tout-à-fait les effets refroidissans de l'évaporation. On obvie en grande partie à cet inconvénient, en mettant la coupe dans une case ou boîte extérieure dont les parois sont séparées des siennes d'environ un demi-pouce. Si la coupe et la boîte qui l'entoure sont l'une et l'autre de verre, le procédé de la

congélation paraît s'exécuter plus complètement; cependant, quand elle sont toutes deux d'un métal brillant, les effets paraissent encore plus surprenans. Mais la méthode préférable, et celle qui empêche qu'il y ait aucune perte du pouvoir réfrigérant, consiste à exposer l'eau dans une sous-coupe de poterie très-poreuse. Au moment de la congélation, un beau réseau d'aiguilles glacées couvre la masse liquide.

La disposition de l'eau à remplir de vapeur le récipient, permet rarement, même avec une bonne machine, de produire à-la-fois une raréfaction plus grande que celle indiquée par $\frac{1}{10}$ ^{me} de pouce de mercure, d'abaissement de la hauteur barométrique, à-la-fois. Le procédé marche plus lentement; mais la glace est très-solide, surtout si l'on a préalablement privé l'eau d'air par distillation, ou par une ébullition prolongée. Si l'on fait usage d'un récipient muni à sa partie supérieure d'une tige métallique traversant une boîte à cuir et à l'extrémité de laquelle est fixé un disque de verre, en l'appliquant sur la surface de l'eau dans la coupe, on peut arrêter instantanément le procédé de la congélation et le laisser continuer de nouveau en l'enlevant.

En indiquant à mes élèves les différentes modifications de ce système de congélation, j'ai l'habitude, depuis plusieurs années, de recommander l'emploi d'une série de plaques de fonte de fer, que l'on peut attacher à la machine avec des vis et des robinets. Chacune de ces plaques peut être munie d'un récipient; de sorte que l'on peut, avec une seule machine pneumatique, exécuter à-la-fois un grand nombre de congélations. Un grand tambour en fonte de fer, que l'on remplit de vapeur en y chauffant une petite quantité d'eau, en déplacera l'air assez pour produire le vide nécessaire; lorsqu'on l'a refroidi par affusion d'eau, en fixant à sa partie supérieure un des robinets qui tiennent aux plaques de fonte, cela suffirait pour produire, sans machine, au moyen de l'acide sulfurique, la congélation dans l'atmosphère raréfiée. Supposons que la capacité du récipient soit $\frac{1}{10}$ de celle du cylindre de fonte, il suffira d'un tour du

robinet pour porter en un moment une raréfaction d'air à ce degré dans le récipient; et, en le fermant, l'humidité du dessous sera séparée, et l'acide condensera rapidement la petite quantité de vapeur qui se trouve dans le récipient.

Cette méthode économique et très-puissante, a été publiquement recommandée par moi il y a plus de dix ans; et j'avais alors un modèle en verre pour la démonstration.

En combinant les pouvoirs de la raréfaction, de la vaporisation et de l'absorption, on peut parvenir à solidifier le mercure. En mettant de ce métal dans un petit morceau de glace taillé en poire et percé de petits trous, que l'on suspend par une petite grille de fil-de-fer près d'une large surface d'acide sulfurique sous le récipient de la machine pneumatique; si l'on fait alors le vide, le mercure se solidifie, et peut être conservé dans cet état pendant plusieurs heures. On peut encore, après avoir introduit le mercure dans une grande boule de thermomètre, et fait passer la tige à travers la boîte à cuir d'un récipient, le placer au-dessus de l'acide sulfurique et de la coupe remplie d'eau sous le récipient de la machine. L'air ayant été raréfié environ 50 fois, on plonge à plusieurs reprises la boule dans l'eau très-froide de la coupe, mais non encore congelée, et on la relève à un pouce au-dessus environ. Par ce moyen, elle se trouvera recouverte de couches successives de glace, d'un vingtième de pouce d'épaisseur. Ayant alors retiré la coupe d'eau de dessous le récipient, on sépare de la boule la glace qui y est suspendue, et l'on adoucit avec un doigt chaud la sphère de glace qui l'enfoure; l'on replace alors le récipient, et, après avoir plongé la boule d'un demi-pouce dans l'acide, on pousse le vide aussi loin qu'il est possible. Lorsque l'éprouvette est arrivée à un dixième de pouce, la couche de glace se fond, et le mercure qui s'était abaissé graduellement dans le tube jusqu'à ce qu'il fût parvenu à son point de congélation, ou 40° au-dessous de zéro, se précipite, par une contraction soudaine, dans la cavité de la boule. On enlève alors l'ap-

pareil, et ayant brisé promptement la boule, le métal se présente sous la forme d'une masse brillante solide, qui supporte l'action du marteau. On peut encore produire un plus grand degré de froid, en se servant de ce même procédé pour refroidir l'atmosphère qui entoure le récipient.

Quand l'acide a absorbé un dixième de son poids d'eau, son pouvoir refroidissant est diminué d'un centième. Lorsque la quantité d'humidité est égale au quart de l'acide concentré, la puissance réfrigérante est réduite d'un vingtième; et quand l'acide est étendu de la moitié, cette puissance n'est que de moitié, ou peut-être moins. Il s'ensuit donc, que l'acide sulfurique peut effectuer la congélation de au-delà de vingt fois son poids d'eau avant d'avoir absorbé environ son propre volume de ce liquide, ou qu'il ait perdu environ un huitième de son pouvoir réfrigérant; il faut, à cette époque, concentrer de nouveau l'acide par la chaleur.

On obvie à l'inconvénient que peut présenter l'emploi d'un acide corrosif pour des mains inhabiles, en se servant de gruau (*oat meal*) desséché jusqu'à un commencement de brûlé, à un feu de cuisine, et qu'on a laissé ensuite refroidir dans des vaisseaux fermés. Le professeur Leslie, avec une mesure de cette substance d'un pied de diamètre et d'un pouce d'épaisseur, est parvenu à congeler une livre et un quart d'eau contenue dans une coupe hémisphérique poreuse. On peut encore employer comme absorbant le muriate de chaux fondu dans des vases poreux; on s'est même servi avec avantage du trap pulvérisé.

Les opérations combinées du rayonnement et de l'évaporation à la surface de l'eau, fournissent aux Naturels de l'Inde les moyens de se procurer de la glace lorsque la température de l'air est à plusieurs degrés *au-dessus* du point de la congélation. On a fait auprès de Calcutta, dans de grandes plaines découvertes, trois ou quatre grandes excavations dans la terre, de 30 pieds carrés et de 2 pieds de profondeur, et dont on a recouvert le fond à la hauteur d'un pied

environ, de canes à sucre ou de tiges bien sèches de maïs. Sur ce lit, on place des rangées de petites terrines de poterie non vernissées, un peu poreuses, qui ont environ un pouce un quart d'épaisseur. Le soir, à la brune, dans les mois de décembre, janvier et février, on les remplit d'eau douce, préalablement bouillie et refroidie. Lorsque le temps est bien clair et serein, une grande partie de l'eau se gèle pendant la nuit. On fait régulièrement chaque matin la visite des terrines au lever du soleil, et on verse leur contenu dans des paniers qui retiennent la glace. On la porte alors dans des glacières, qui sont des fosses de 14 ou 15 pieds de profondeur, revêtues de paille au-dessous d'un lit de couvertures grossières. Les petites feuilles de glace sont jetées dans la cavité, et réunies en masse solide; on ferme alors l'ouverture de la fosse avec de la paille et des couvertures, et on la protège par un toit de chaume.

(Pour quelques faits additionnels sur cet important sujet, voyez la fin de l'article ROSÉE.)

CONITE. C'est un minéral d'un gris cendré ou verdâtre, qui devient brun par son exposition à l'air. Il se trouve en masse ou en forme de stalactites; à l'intérieur il est mate, et sa cassure est inégale, à petits grains. Il est cassant, sa pesanteur spécifique est 2,85. Il se dissout dans l'acide nitrique avec une légère effervescence, et il noircit au chalumeau sans se fondre. Ses parties constituantes sont, 67,5 carbonate de magnésie, 28 carbonate de chaux, 3,5 oxide de fer, et 1 eau. On le trouve dans les hauteurs de trapp de Meissner en Hesse, en Saxe et en Islande. Le docteur Maccullock a donné le nom de *conite* à un minéral pulvérulent, aussi fusible que le verre, d'un grain transparent, qu'il rencontra à Mullet, dans les montagnes de trapp de Kilpatrick, et dans l'île de Sky.

COPAL. Cette substance, improprement appelée *gomme*

copale, est un suc concret, dur, brillant, transparent, odoriférant, couleur de citron, qui découle d'un arbre d'Amérique, mais qui ne jouit, du-moins à aucun degré marqué, ni de la propriété de solubilité dans l'eau commune aux gommes, ni de celle d'être soluble dans l'alcool, qui distingue les résines; sous ces rapports, elle ressemble à l'ambre. Elle peut se dissoudre par digestion dans l'huile de lin, rendue siccative par la chaux vive, à l'aide d'une chaleur un peu inférieure à celle qui suffit pour faire bouillir ou décomposer l'huile. Cette dissolution, étendue d'huile de térébenthine, forme un beau vernis transparent, qui, lorsqu'il est convenablement appliqué et séché lentement, est très-dur et très-durable; on l'étend sur les tabatières, les boîtes à thé et autres objets. Il conserve les tableaux, leur donne de l'éclat, et rétablit très-bien les couleurs détruites des anciennes peintures, en remplissant les éclats ou gerçures, et rendant les surfaces capables de réfléchir plus uniformément la lumière.

M. Sheldrake a trouvé que le camphre exerce une action puissante sur le copal; car si l'on triture du copal pulvérisé avec un peu de camphre, il s'amollit et devient une masse adhérente; et le camphre, ajouté à l'alcool et à l'huile de térébenthine, les rend capables de dissoudre le copal. Une demi-once (15 gram.) de camphre suffit pour un quart (environ 1 litre) d'huile de térébenthine, qui doit être de la meilleure qualité; et le morceau de copal, de la grosseur d'une noix environ, doit être brisé en petits morceaux, mais non réduit en poudre fine. Il faut alors mettre le mélange sur un feu assez vif pour le faire bouillir presque immédiatement; et M. Sheldrake recommande d'employer un vase d'étain ou de tout autre métal, fort, en forme de bouteille à vin, et capable de contenir deux quarts (environ 2 litres). On bouche la bouteille avec un bouchon de liège, dans lequel on a pratiqué une entaille afin d'empêcher la rupture du vaisseau. C'est sans doute à raison de la quantité de camphre contenue dans l'huile de lavande, que le copal s'y dissout. Le camphre et l'alcool réunis dissolvent le copal plus facilement que le camphre avec l'huile de térébenthine.

Léwis a observé que la dissolution d'ammoniaque rendait l'huile de térébenthine capable de dissoudre le copal; mais ce procédé demande tant de soins dans l'application de la chaleur, qu'il ne réussit que très-rarement.

M. Cornélius Varley établit, *Tilloch's Magazine*, vol. 51, qu'on peut faire un très-bon vernis en versant sur des morceaux de copal bien purs, réduits en masse fine dans un mortier, de l'esprit incolore de térébenthine, en quantité telle, qu'elle surpasse environ d'un tiers la hauteur du copal, et triturant ce mélange de temps-en-temps dans la journée; le lendemain matin on le décante dans une bouteille pour en faire usage. On peut, de cette manière, faire passer successivement plusieurs portions nouvelles de térébenthine sur la même masse de copal. L'huile de térébenthine camphrée et l'huile d'aspic, sont aussi recommandées comme dissolvans agissant séparément sans trituration. Cette dernière, néanmoins, quoique très-bonne pour les dessins et les impressions, n'est pas d'un bon emploi pour vernir les peintures, en ce qu'elle dissout la peinture pardessous, et coule au-lieu de sécher.

CORAIL. Cette substance paraît consister en carbonate de chaux et matière animale en proportions égales.

CORINDON. Suivant le professeur Jameson, ce genre de minéral contient trois espèces, savoir: le corindon *octaèdre*, le corindon *rhomboïdal*, et le corindon *prismatique*.

1. L'*octaèdre* se subdivise en trois sous-espèces, savoir: l'automalite, la ceylanite, et le spinelle.

2. Le *rhomboïdal* contient quatre sous-espèces, savoir: le salamstone, le saphir, l'émeri et le corindon ou spath adamantin.

3. Le corindon *prismatique* ou chrysobéril. (*Voyez les différentes sous-espèces à leurs noms respectifs dans le Dictionnaire.*)

CORNALINE. C'est une sous-espèce de la calcédoine.

Ses couleurs sont le blanc, le jaune, le brun et le rouge. Sa cassure est parfaitement conchoïde. Sa pesanteur spécifique est de 2,6. Elle est demi-transparente, et son éclat est le peu éclatant. Cette pierre consiste en silice 94, alumine 3,5 et oxide de fer 0,75. Les plus beaux échantillons de cornaline nous viennent de Cambaye et de Surate, dans l'Inde. On la trouve dans les lits des torrens de ces contrées, en nouets ou masses globuleuses de couleur olive noirâtre passant au gris. On les expose à l'action de la chaleur dans des pots de terre, ce qui leur donne les belles couleurs qui rendent cette pierre précieuse pour la joaillerie. Elle est plus tendre que la calcédoine commune.

COTON. Cette fibre végétale est soluble dans les lessives alcalines concentrées. Elle a une forte affinité pour quelques terres, en particulier pour l'alumine, pour plusieurs oxides métalliques et pour le tannin. L'acide nitrique convertit, à l'aide de la chaleur, le coton en acide oxalique.

COUCHE. Monceau d'orge humide de 16 pouces environ d'épaisseur, étendu sur le plancher à drêche.

COUPELLE. On appelle ainsi un petit vaisseau de terre creusé, ressemblant à une coupe d'où il tire son nom. Il est fait avec du phosphate de chaux ou avec le résidu d'os calcinés mis en moule pour lui donner la forme du vase. On fait usage dans les essais de ce vaisseau ou coupelle dans lequel on met les métaux précieux à l'état de fusion avec du plomb, qui se convertit en verre, entraînant avec lui l'alliage impur. (*Voyez* ESSAI.)

COUPELLATION. On appelle ainsi l'affinage de l'or par scorification avec le plomb sur la coupelle. (*Voyez* ESSAI.)

COUPEROSE. Sulfate de fer.

COUVERTE ou ENDUIT. M. Chaptal recommande comme une très-excellente enveloppe pour garantir de l'action du feu, un mélange mou de terre marneuse, trempée d'abord dans l'eau, et alors pétrie avec du crottin frais de cheval.

M. Willis fit usage, dans la distillation du phosphore pour garantir ses cornues, et en réparer les fractures, d'un moyen ingénieux, dont il peut être bon de faire ici mention. Les cornues étaient enduites avec une dissolution de borax à laquelle on avait ajouté un peu de chaux éteinte; et cet enduit étant sec, les cornues étaient enduites de nouveau avec une pâte fine, faite avec un mélange de chaux éteinte et d'huile de lin. Cette pâte, un peu plus épaisse que la première couche ou enveloppe, s'appliquait avec succès pendant la distillation, aux cornues, pour les rétablir en bon état, lorsqu'il s'y opérait des fractures ou fentes par l'action du feu.

CRAIE. C'est une espèce de terre calcaire très-commune, d'un blanc opaque, très-tendre, et sans la moindre apparence du poli dans sa cassure. Sa pesanteur spécifique est, suivant Kirwan, de 2,4 à 2,6. Elle contient un peu de terre siliceuse et environ deux pour cent d'argile. Quelques échantillons, peut-être même la plupart, contiennent un peu de fer; et Bergman assure qu'on y trouve souvent du muriate de chaux ou de magnésie. Il recommande, par cette raison, de faire bouillir plusieurs fois dans de l'eau distillée, la craie réduite en poudre, avant de la faire dissoudre pour en obtenir la terre calcaire pure.

CRAIE D'ESPAGNE. On a souvent distingué par ce nom le savon de montagne.

CRAYEUSES. (PIERRES) On a désigné ainsi les concrétions des gouteux, dont la véritable nature fut découverte par le docteur Wollaston, et par lui décrite dans sa disser-

tation sur les calculs urinaux, publiée dans les Transactions philosophiques pour 1797. (*Voyez* CONCRÉTIONS DES GOUTTEUX.)

CRAYON NOIR. Schiste à dessiner. La couleur de ce minéral est le noir grisâtre ou bleuâtre. Il est en masse. La cassure principale est luisante et schisteuse, celle en travers est mate et terreuse à grains fins. Cette craie est opaque, les fragmens sont en table; elle tache le papier en noir; la rayure qu'elle fait est brillante; et de la même couleur que la surface; elle se coupe et se rompt aisément; sa pesanteur spécifique est de 2,4. Cette espèce de craie rougit au feu, et tombe en morceaux dans l'eau. Elle se rencontre dans les montagnes primitives, accompagnée souvent de schiste alumineux. On en a fait usage comme crayon noir pour dessiner, ainsi que son nom l'indique.

CRAYON ROUGE. Cette variété est une argile colorée par de l'oxide de fer, qu'elle contient, suivant Rinman, dans la proportion de 16 à 18 parties sur cent.

CRÈME. C'est la partie huileuse du lait, qui s'élève à la partie supérieure de ce liquide, mêlée avec un peu de caillé et de *sérum*. Quand on la baratte, on en obtient du beurre; la chaleur en sépare la partie huileuse, mais elle lui fait perdre de sa saveur.

CRÈME DE TARTRE. (*Voyez* ACIDE TARTARIQUE.)

CRICHTONITE. Minéral ainsi nommé en l'honneur du docteur Crichton, médecin de l'Empereur de Russie et minéralogiste distingué. Sa couleur est le noir de velours, et il cristallise en petits rhomboïdes très-aigus. Son éclat est brillant, inclinant à l'éclat métallique. Sa cassure est conchoïde; il est opaque, et il raie le spath fluor, mais non le verre. Il

est infusible au chalumeau. On le rencontre dans les roches primitives accompagnant l'octaédrite. Le professeur Jameson pense que ce pourrait être une nouvelle espèce de mine de titane.

CRISTAL. Lorsque des substances fluides viennent à passer avec une lenteur convenable à l'état solide, les forces attractives disposent fréquemment leurs molécules, de manière à présenter des figures polyèdres régulières, ou des solides géométriques auxquels on a donné le nom de cristaux. La plupart des solides qui composent la croûte minérale de la terre, se rencontrent à l'état cristallisé. C'est ainsi que le granite est formé de cristaux de quartz, de feldspath et de mica; et les grandes masses de montagnes comme de schiste argileux, ont une forme régulière en table. Un point essentiel à la cristallisation est une mobilité parfaite entre les molécules; le chimiste l'obtient, soit par fusion ignée ou par dissolution dans un liquide. Dans le premier cas, lorsque la température s'abaisse lentement; ou dans le second, lorsque l'on enlève doucement le liquide par une évaporation lente, les forces attractives reprennent le dessus, et disposent les molécules suivant des formes symétriques. Il ne suffit pas simplement, néanmoins, de rapprocher les molécules; une dissolution saline saturée et chaude, à l'abri de toute agitation, peut se contracter en refroidissant en un volume beaucoup plus petit que celui qu'elle occupe à l'état solide, sans cristalliser. On voit donc, que non-seulement il faut que les molécules soient rapprochées à un certain point les unes des autres pour qu'elles puissent se former en cristaux; mais encore qu'elles changent la direction de leurs pôles, de la direction qu'ils ont dans l'état de liquide, à celle qui leur convient à l'état solide.

Ce changement de direction des pôles peut s'effectuer, soit :
1.° par le contact, dans une partie quelconque du fluide, d'un point d'un solide de composition semblable et préalablement

formé. 2.^e Par des mouvemens vibratoires communiqués, ou de l'atmosphère, ou par tout autre moteur qui, dérangeant quoique très-peu la direction polaire du fluide, détermine instantanément l'arrangement polaire solide, lorsque les balancemens ont été rendus les plus faciles, et à-peu-près égaux, par la soustraction du fluide qui sépare les molécules. On peut, d'après ce principe, rendre compte des figures régulières que présentent la poussière ou le fer quand on les place sur une surface plane en vibration, et auprès de corps électriques ou magnétiques. 3.^e L'électricité voltaïque négative ou résineuse, détermine instantanément la disposition cristalline, tandis que l'électricité positive s'y oppose. A ce sujet, je renverrai le lecteur à un Mémoire expérimental que j'ai publié dans le quatrième volume du *Journal of Science*, p. 106. La lumière favorise aussi la cristallisation, comme on peut le voir par le camphre dissous dans des esprits, qui cristallise par un temps clair, et se redissout quand le temps est sombre.

On pourrait supposer qu'un même corps se solidifie toujours sous la même forme cristalline, ou du-moins sous une forme semblable; cette proposition est vraie en général pour les sels que l'on fait cristalliser dans les laboratoires, et c'est sur cette uniformité qu'est fondé l'un de leurs principaux caractères distinctifs. Mais ces formes mêmes sont encore susceptibles de beaucoup de modifications, d'après des causes légères en apparence; et, dans la nature, on rencontre souvent la même substance chimique cristallisée sous des formes paraissant très-dissemblables. C'est ainsi que le carbonate de chaux affecte la forme d'un rhomboïde, d'un prisme hexaèdre régulier, d'un solide terminé par 12 triangles scalènes, ou d'un dodécaèdre à faces pentagonales, etc.; le bisulfure de fer, ou les pyrites martiales, produisent quelquefois des cubes et quelquefois des octaèdres réguliers; tantôt des dodécaèdres à faces pentagonales, et tantôt des icosaèdres à faces triangulaires, etc.

Si, d'un côté, une seule et même substance peut se présenter

sous tant de formes différentes, on trouve d'un autre côté des substances très-différentes qui cristallisent absolument sous la même forme. Ainsi le fluaté de chaux, le muriate de soude, le sulfure de fer, le sulfure de plomb, etc., cristallisent en cubes, dans différentes circonstances; et dans d'autres cas, ces mêmes minéraux, ainsi que le sulfate d'alumine et le diamant, prennent la forme d'un octaèdre régulier.

Romé de Lisle ramena le premier l'étude de la cristallisation à des principes fondés sur l'observation. Il disposa ensemble autant que possible les cristaux de même nature. Parmi les différentes formes relatives à chaque espèce, il en choisit une comme étant la plus propre, à cause de sa simplicité, à être regardée comme forme primitive; et la supposant ensuite tronquée dans différentes directions, il en déduisit les autres formes, et il détermina une gradation. une série de passages entre cette même forme primitive et celle de polyèdres qui paraissaient encore plus s'en éloigner. Aux descriptions et figures qu'il donna des formes cristallines, il ajouta les résultats de la mesure mécanique de leurs principaux angles, et fit voir que ces angles étaient constans dans chaque variété.

L'illustre Bergman, en cherchant à pénétrer le mécanisme de la structure des cristaux, considéra les différentes formes relatives à une seule et même substance, comme étant produites par une superposition de plans, quelquefois constans et quelquefois variables et décroissans autour d'une même forme primitive. Il appliqua cette idée-mère à un petit nombre de formes cristallines, et la vérifia par des fractures sur une variété de spath calcaire (*), ce qui le mit à même de déterminer la position du noyau ou de la forme primitive, et l'ordre successif des lames qui le recouvraient. Bergman. cependant, s'arrêta là, et ne chercha pas à déterminer les

(*) C'est celle que l'on a appelée *dent de cochon*, mais que Haüy nomme *metastatique*.

lois de la structure ou de leur appliquer le calcul. Ce n'était qu'un simple aperçu du point-de-vue le plus élevé de la minéralogie ; mais on y reconnaît déjà l'empreinte du grand maître qui recula si loin les bornes de la chimie.

Dans les recherches que Haüy entreprit à-peu-près à cette époque, il se proposa de combiner la forme et les dimensions de molécules intégrantes avec des lois d'arrangement simples et régulières, et de soumettre ces lois au calcul. Ce travail produisit une théorie mathématique qu'il réduisit en formules analytiques, représentant tous les cas possibles, et dont l'application aux formes connues conduit à des évaluations d'angles qui s'accordent toujours avec l'observation.

THÉORIE DE LA STRUCTURE DES CRISTAUX.

Formes primitives. L'idée de rapporter à une seule et même forme primitive toutes celles que peut affecter une substance minérale, dont toutes les autres ne sont regardées que comme des modifications, s'est souvent présentée d'elle-même à divers philosophes qui ont fait de la cristallographie leur étude particulière.

La division mécanique des minéraux, qui est la seule manière de déterminer leur véritable forme primitive, prouve que cette forme est invariable toutes les fois qu'on opère sur la même substance, quelque diversifiées ou dissemblables que puissent paraître au premier coup-d'œil les formes des cristaux qui lui appartiennent. Deux ou trois exemples suffiront pour mettre cette vérité dans tout son jour.

Prenez un prisme hexaèdre régulier, de carbonate de chaux (Pl. XIII, fig. 1 et 2) ; si l'on essaye de le diviser parallèlement aux arêtes, d'après les contours des bases, on trouvera que trois de ces arêtes prises alternativement dans la base supérieure, par exemple, les arêtes lf , cd , bm , se prêtent à cette division ; et pour réussir également dans la base inférieure, il faudra prendre, non pas les arêtes $l'f'$, $c'd'$, $b'm'$, qui

correspondent aux précédentes, mais leurs arêtes intermédiaires $d'f'$, $b'e'$, $f'm'$.

Ces six sections mettent à découvert un pareil nombre de trapèzes; on en voit trois dans la fig. 2, savoir, les deux qui interceptent les arêtes lf , cd , et qui sont indiqués par les lettres $ppoo$, $akkk$, et celui qui intercepte l'arête inférieure $d'f'$, et qui est indiqué par les lettres $nnii$.

Chacun de ces trapèzes possède un éclat et un poli qui démontrent évidemment qu'il coïncide parfaitement avec l'un des joints naturels dont l'assemblage forme le prisme. On essaierait en vain de diviser le prisme suivant d'autres directions. Mais si l'on continue la division parallèlement aux premières sections, on voit évidemment que, d'un côté, les surfaces des bases deviendront de plus en plus étroites, tandis que, de l'autre, les élévations des plans latéraux décroîtront; et enfin, parvenu au point où les bases auront totalement disparu, le prisme se trouvera transformé en un dodécaèdre, fig. 3, à faces pentagonales, dont six, savoir: $ooiOe$, $oIkii$, etc., seront les résidus des six pans du prisme, et les six autres $EAIoo$, $O'A'Kii$, etc., seront le résultat immédiat de la division mécanique.

Au-delà de ce même terme, les faces extrêmes conserveront leur figure et leurs dimensions, tandis que les faces latérales diminueront incessamment de hauteur, jusqu'à ce qu'enfin les points o , k du pentagone $oIkii$, venant à se confondre avec les points i , i , et ainsi de même pour les autres points semblablement situés, chaque pentagone se trouvera réduit à un simple triangle, comme on le voit dans la fig. 4 (*).

Enfin en continuant de nouvelles sections sur ces triangles, de manière à ne laisser aucune trace de la surface du prisme (fig. 1), on parvient au noyau ou à la forme

(*) Dans cette figure, les points qui sont confondus deux à deux, sont marqués chacun par les deux lettres qui les désignaient quand ils étaient séparés, comme dans la fig. 3.

1.



Fig. 2.



Fig. 3.



Fig. 5.

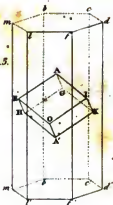


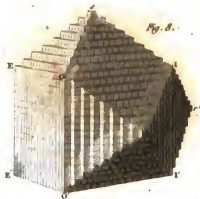
Fig. 6.



Fig. 2.



Fig. 8.





primitive, qui sera un rhomboïde obtus (fig. 5), dont le grand angle EAI , ou EOI est de $101^{\circ} 32' 13''$ (*).

Si l'on essaye de diviser un cristal d'une autre espèce, on parviendra à un noyau différent. Un cube de fluat de chaux, par exemple, produira un octaèdre régulier; et l'on parviendra à l'extraire en divisant le cube sur ses huit angles solides, ce qui découvrira d'abord huit triangles équilatéraux, et l'on poursuivra ensuite la division toujours parallèlement aux premières sections, jusqu'à ce qu'il ne reste plus rien des faces du cube. On trouvera, pour noyau des cristaux de sulfate de baryte, un prisme droit à bases rhombes; pour les cristaux de phosphate de chaux, un prisme hexaèdre régulier; pour le sulfure de plomb, un cube, etc.; et chacune de ces formes primitives est constante pour toute une espèce, c'est-à-dire que les angles du noyau n'éprouvent que des variations inappréciables.

Ayant adopté le mot de *forme primitive* pour désigner le noyau des cristaux, Haüy appelle *formes secondaires* toutes les variétés qui diffèrent de la forme primitive.

Dans certaines espèces, la cristallisation produit immédiatement cette dernière forme.

On peut définir la forme primitive, un solide d'une forme constante, engagé symétriquement dans tous les cristaux d'une même espèce et dont les faces sont dans la direction des lames qui composent ces cristaux.

Les formes primitives observées jusqu'ici sont au nombre de six; savoir, le parallépipède, l'octaèdre, le tétraèdre, le prisme, l'hexaèdre régulier, le dodécaèdre à plans rhombes,

(*) On observera que chaque trapèze, tel que $ppoo$, fig. 2, mis à découvert par les premières sections, est très-sensiblement incliné de la même quantité, tant sur le résidu de la base pp de bm , que sur celui oo de lv de la face adjacente. En partant de cette égalité d'inclinaison, on en déduit, par le calcul, la valeur des angles, en minutes et secondes, avec une précision qu'aucune mesure mécanique n'est capable d'atteindre.

tous égaux et semblables, et le dodécaèdre à plans triangulaires, composé de deux pyramides droites réunies base à base.

Formes des molécules intégrantes. Le noyau d'un cristal n'est pas le dernier terme de sa division mécanique. Il peut toujours être sous-divisé parallèlement à ses différentes faces, et quelquefois aussi dans d'autres directions. Toute la matière enveloppante est capable d'être divisée par coupes parallèles aux directions qu'on observe dans la forme primitive.

Si le noyau est un parallélipède que l'on ne peut sous-diviser que par des coupes parallèles à ses faces, comme cela a lieu dans le cas du carbonate de chaux, il est évident qu'alors la molécule intégrante sera semblable au noyau lui-même.

Mais il peut arriver que le parallélipède cède à la dissection dans des directions différentes de la première.

On peut réduire les formes des molécules intégrantes de tous les cristaux, à trois, qui sont, le tétraèdre, ou la plus simple des pyramides; le prisme triangulaire, ou le plus simple de tous les prismes, et le parallélipède, ou le plus simple de tous les solides qui aient leurs faces parallèles deux à deux. Et puisqu'il faut au-moins quatre plans pour circonscrire un espace, il est évident que les trois formes en question, dans lesquelles le nombre des faces est successivement quatre, cinq et six, ont sous ce rapport la plus grande simplicité possible.

Lois auxquelles la structure des cristaux est assujétie. Après avoir déterminé les formes primitives et celles des molécules intégrantes, il reste à rechercher les lois que suivent ces molécules dans leur arrangement, pour produire ces espèces d'enveloppes régulières, qui déguisent de tant de manières diverses une seule et même forme primitive.

Or, l'observation fait voir que cette matière qui enveloppe le noyau est un assemblage de lames qui sont super-

posées sur la forme primitive, et décroissent en étendue ou sur tous les côtés à-la-fois, ou, quelquefois, sur certaines parties seulement. Ce décroissement s'effectue par des soustractions régulières d'une ou de plusieurs rangées de molécules intégrantes; et la théorie en déterminant, par le calcul, le nombre de ces rangées, parvient à représenter tous les résultats connus de cristallisation, et même anticipe sur les découvertes futures, en indiquant des formes qui pourront un jour s'offrir aux recherches des naturalistes; mais qui jusqu'ici n'ont point été rencontrées.

Décroissemens sur les bords. Soit SS' (pl. XIII, fig. 6) un dodécaèdre à plans rhombes. Ce solide, qui constitue l'une des six formes primitives des cristaux, se présente aussi quelquefois comme forme secondaire, et dans ce cas, il a pour noyau, tantôt un cube et tantôt un octaèdre. Supposons que le noyau soit un cube.

Afin d'extraire ce noyau, il suffit d'enlever successivement les six angles solides composés de quatre plans, tels que s , r , t , etc. au moyen de sections dirigées dans le sens des petites diagonales. Ces sections découvriront autant de carrés $AE O I$, $EO O' E'$ etc. (fig. 7), qui seront les faces du cube.

Concevons que chacune de ces faces soutienne une suite de lames décroissantes composées uniquement de molécules cubiques, et que chacune de ces lames dépasse la suivante, sur ses quatre bords, d'une quantité égale à une rangée de ces mêmes molécules. Nous désignerons dans la suite les lames décroissantes qui enveloppent le noyau par le nom de *lames de superposition*. Or, il est maintenant aisé de concevoir que les différentes suites de lames produiront six pyramides quadrangulaires, qui reposeront sur les faces du cube. Trois de ces pyramides sont représentées dans la fig. 8, et ont leurs sommets respectifs aux points s , t , r' .

Puisque nous avons six pyramides quadrangulaires, nous aurons conséquemment vingt-quatre triangles tels que $O s I$,

O₁I, etc. ; mais comme le décroissement est uniforme de sens et ainsi de suite, les triangles pris deux à deux sont dans le même plan, et forment ainsi un rhombe *SO₁I*. La surface du solide sera donc composée de douze rhombes égaux et semblables, c'est-à-dire, que le solide aura la forme qui est le sujet du problème. Cette structure se présente, quoique d'une manière moins parfaite, dans le cristal appelé *spath boracique*.

Le dodécaèdre dont il est maintenant question est représenté dans la *fig. 8*, de manière à rendre sensible à l'œil les progrès du décroissement. En examinant avec attention la figure, on remarquera qu'elle a été tracée dans la supposition que le noyau cubique a, sur chacun de ses bords, 17 arêtes de molécules; d'où il résulte, que chacune de ses faces est formée de 289 facettes de molécules, et que tout le solide en contient 4913. Dans cette hypothèse, il y a huit lames de superposition, la dernière desquelles se réduit à un simple cube, dont les bords déterminent les nombres de molécules formant les séries 15, 13, 11, 9, 7, 5, 3, 1, 0, dont la différence est 2, parce qu'on en enlève à-la-fois une de chaque extrémité.

Si, maintenant, à cette sorte de maçonnerie grossière, qui a l'avantage de parler aux yeux, nous substituons, par la pensée, le travail infiniment délicat de la nature, nous pourrions concevoir le noyau comme étant formé d'un nombre incomparablement plus grand de cubes imperceptibles. Dans ce cas, le nombre des lames de superposition sera aussi, sans comparaison, bien au-dessus de celui de l'hypothèse précédente; et par une conséquence nécessaire, les canelures que forment ces lames par les rentrées et saillies alternatives de leurs bords, ne seront plus appréciables à nos sens; c'est précisément ce qui a lieu dans les polyèdres que la cristallisation a produits à loisir, sans avoir été troublée dans ses progrès.

Häüy appelle *décroissemens en largeur* ceux dans lesquels chacune des lames n'a que la hauteur d'une molécule;

de sorte que tout leur effet par une, deux ou trois, etc., rangées est dans le sens de la largeur. Les *décroissemens en hauteur* sont ceux dans lesquels chaque lame, excédant seulement la suivante d'une seule rangée dans le sens de la largeur, peut avoir une hauteur double, triple, quadruple, etc., de celles d'une molécule; ce qui s'exprime encore en disant que le *décroissement* a lieu par deux, trois, etc., rangées de hauteur.

On doit au docteur Wollaston quelques idées aussi ingénieuses que profondes sur les *dernières causes* des formes cristallines; il en fit la communication à la Société royale, et les publia dans les *Transact. philosophiques* pour 1813.

Parmi les formes cristallines connues, il n'y en a aucune qui soit commune à un plus grand nombre de corps que l'octaèdre régulier, et aucune n'a offert de plus grandes difficultés pour déterminer quelle est la modification de cette forme qu'on doit regarder comme la primitive; puisque dans toutes ces substances le tétraèdre peut avoir également des droits à être reconnu comme la forme originale dont toutes les autres modifications sont dérivées.

La relation existante entre ces solides se montre le plus distinctement à ceux qui ne sont pas beaucoup familiarisés avec la cristallographie, en prenant le tétraèdre comme primitif; car on peut immédiatement le transformer en octaèdre, en enlevant quatre tétraèdres plus petits de ses angles solides. (Pl. XIV, fig. 1.)

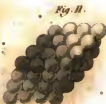
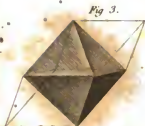
La substance qui se laisse le plus aisément ramener à ces formes, par la fracture, est le spath fluor; et il n'est pas difficile d'en obtenir une quantité suffisante pour de telles expériences. Mais, dans le fait, ce n'est point le tétraèdre ou l'octaèdre qui se présente d'abord comme la forme primitive apparente résultant de la fracture.

Si l'on forme une plaque d'une épaisseur uniforme au moyen de deux divisions successives du spath, parallèles l'une à l'autre, on trouvera que cette plaque est divisible en ran-

gées prismatiques, dont la section est un rhombe de $70^{\circ} 32'$ et $109^{\circ} 28'$ à-peu-près, et si l'on coupe encore ces rangées transversalement, on obtiendra un nombre de rhomboïdes réguliers aigus, tous semblables les uns aux autres, ayant leurs angles de 60° et 120° , et présentant l'apparence d'une molécule primitive dont toutes les autres modifications de cristaux semblables auraient pu être très-simplement dérivées. L'on remarquera, de plus, que toute la masse du spath fluor aurait pu être ainsi divisée, et considérée comme uniquement formée de ces rhomboïdes aigus qui peuvent être réunis les uns à côté des autres sans laisser entre eux aucun vide.

Mais puisque le solide ainsi obtenu (représenté *fig. 2*) peut encore être divisé par des fractures naturelles dans des plans perpendiculaires à son axe (*fig. 3*), de telle sorte qu'on parvienne à détacher un tétraèdre régulier de chacune de ses extrémités, tandis que la partie restante prend la forme d'un octaèdre régulier; et puisque chaque rhomboïde qu'on obtient se soumet aussi à cette même division en un octaèdre et deux tétraèdres, il s'ensuit, qu'on ne doit pas considérer plus long-temps le rhomboïde comme étant une forme primitive. Et comme les parties dans lesquelles il est réductible sont dissemblables, nous ne savons alors à laquelle donner le choix pour forme primitive.

Dans l'examen de cette question, soit que l'on adopte l'octaèdre ou le tétraèdre pour forme primitive, puisque ni l'une ni l'autre de ces formes ne peut remplir l'espace sans laisser des vides, il y a la même difficulté à concevoir le mode d'arrangement dans lequel les particules resteront en repos; car si nous admettons avec Haüy que les molécules sont des tétraèdres avec cavités octaèdres, ou réciproquement des molécules octaèdres disposées dans un ordre régulier avec cavités tétraèdres, dans l'un ou l'autre cas, le contact mutuel des molécules adjacentes n'a lieu que sur les bords; et, quoique dans un pareil arrangement on puisse



Appareil pour déterminer la force élastique de la vapeur à différentes températures





bien admettre qu'il y a équilibre, il est évidemment non stable, et ne peut convenir pour servir de base à un cristal permanent.

Quant au spath fluor, et à telles autres substances qui affectent les formes d'octaèdre et de tétraèdre, toute difficulté est levée, dit le docteur Wollaston, en supposant que les particules élémentaires sont des sphères parfaites, ayant pris par attraction mutuelle, cet arrangement qui les rapproche autant que possible les unes des autres.

La disposition relative d'un nombre quelconque de boules égales, pressées doucement sur le même plan, et formant ensemble des triangles équilatéraux (tel qu'on le voit en perspective dans la *fig. 4*), en est un exemple familier à tout le monde; et il est clair que, si ces boules ainsi placées étaient bien cimentées ensemble, et qu'ensuite on brisât la couche formée, les lignes droites, suivant lesquelles elles tendraient à se séparer, feraient entre elles des angles de 60° .

Dans quelque endroit de cette couche qu'on placât une seule de ces boules, elle toucherait trois de celles en-dessous (comme dans la *fig. 5*), et les lignes joignant les centres de quatre boules en contact, ou les plans en contact avec leurs surfaces, renfermeraient un tétraèdre régulier, dont tous les triangles seraient équilatéraux.

La construction d'un octaèdre par le moyen de sphères seulement, est aussi simple que celle du tétraèdre. Car si l'on imagine que quatre boules soient placées en contact sur le même plan, de manière à former un carré, et qu'on vienne à mettre sur le centre une boule unique qui soit en contact avec chaque paire de boules, on verra alors une face triangulaire s'élever de chacun des côtés du carré, et le tout ensemble représentera le sommet supérieur d'un octaèdre; de sorte, qu'une sixième boule, disposée pareillement au-dessous du plan, complètera le groupe octaèdre. (*Fig. 6.*)

Il y a une observation relativement à ces formes, qui peut paraître paradoxale, savoir, que la structure qui, dans ce cas,

avait commencé par un carré, est réellement la même que celle qui a pour base un triangle. Mais si nous plaçons le groupe octaèdre, formé de six boules, sur l'une de ses faces triangulaires, et présentant en conséquence une face triangulaire à sa partie la plus élevée, les deux groupes formés de trois boules chacun, sont alors situés précisément comme cela aurait lieu dans deux couches adjacentes de l'arrangement triangulaire. Il en résulte donc, que dans cette position, nous pouvons facilement convertir l'octaèdre en un tétraèdre régulier, en y ajoutant quatre boules de plus (*fig. 7*). L'une placée au centre de trois qui forment le sommet supérieur; et si la base triangulaire sur laquelle il repose est élargie par l'addition de trois nouvelles boules disposées régulièrement autour d'elle, le groupe entier des dix boules représentera alors un tétraèdre régulier.

Pour représenter le rhomboïde aigu, il faudra appliquer deux boules aux côtés opposés du groupe octaèdre le plus petit, comme *fig. 9*, et en réunissant ensemble un plus grand nombre de boules, *fig. 10, 11*, de la même manière, on pourra faire alors disparaître, de chaque extrémité, un tétraèdre complet qui laissera dans son centre un octaèdre, comme on le voit dans la *fig. 11*, qui correspond à la *fig. 3*.

Nous avons vu qu'en plaçant convenablement des boules les unes à côté des autres, on pouvait produire toutes les formes les plus simples d'une espèce de cristal, et il n'est pas nécessaire de s'attacher aux autres modifications de la même forme, qui peuvent résulter d'une série de décroissemens ayant lieu d'après des lois connues.

Ainsi donc, puisque l'arrangement le plus simple du plus simple des solides qu'on puisse imaginer, donne une solution si complète d'une des questions les plus difficiles de la cristallographie, nous sommes naturellement conduits à rechercher quelles formes pourraient résulter de la réunion de solides se rapprochant le plus de la sphère. Nous allons reconnaître que par la supposition de particules élémentaires

qui sont des sphéroïdes, nous pourrions nous rendre raison de l'origine des autres angles solides bien connus dans la cristallographie.

Le rhomboïde obtus. Si nous supposons que l'axe de notre sphéroïde élémentaire soit réduit à ses plus courtes dimensions, il se formera une classe de solides, qui sont en grand nombre dans la cristallographie. On a remarqué ci-dessus que par des groupes naturels de particules sphériques, *fig. 10*, il en résulte un solide qui est un rhomboïde aigu, semblable à celui de la *fig. 2*, ayant certains angles déterminés, et dont les plus grandes dimensions sont dans la direction de l'axe. Si l'on suppose maintenant qu'on donne le même arrangement à d'autres particules ayant la forme de sphéroïdes aplatis, le solide produit *fig. 12* sera encore un rhomboïde régulier; mais les mesures de ses angles seront différentes de celles du premier, et ils seront plus ou moins obtus suivant le degré d'aplatissement de sphéroïde primitif.

Il est au-moins possible que le carbonate de chaux, et d'autres substances, dont les formes sont dérivées de rhomboïdes réguliers comme forme primitive, soient, en réalité, composés comme particules élémentaires de sphéroïdes aplatis.

Prisme hexagone. Si au-lieu de supposer le sphéroïde primitif aplati, on le suppose allongé et oblong, il est évident alors que, par attraction mutuelle, les centres seront plus près les uns des autres que lorsque leurs axes seront parallèles, et que leurs plus petits diamètres seront situés dans un même plan (*fig. 13*). La conséquence manifeste de cette disposition, est que le solide engendré de cette manière, sera susceptible de se diviser par des plans perpendiculaires à ses axes, et que ces plans se partageront en prismes de trois ou de six côtés, ayant tous leurs angles égaux, comme cela a lieu dans le phosphate de chaux, le béril, etc.

Il faut remarquer de plus, que la proportion entre la base et la hauteur d'un tel prisme, dépendra du rapport des axes du sphéroïde générateur.

Le cube. Supposons qu'une masse matérielle soit composée de particules sphériques, ayant toutes la même dimension, mais de deux espèces différentes, en mêmes nombres, et que nous représenterons par des boules noires et des boules blanches; remplissons de plus la condition que, dans leur mélange parfait, chaque boule noire soit également éloignée de toutes les boules blanches environnantes, et que toutes les boules adjacentes de même couleur soient aussi équidistantes les unes des autres. Le D.^r Wollaston fait voir que toutes ces conditions seront parfaitement remplies, quand les boules seront disposées en cube, et qu'alors il y aura *équilibre* dans le système. La *fig. 14* représente un cube ainsi formé par des boules, alternativement blanches et noires; les quatre boules noires sont en évidence. La distance entre leurs centres étant partout une des diagonales des surfaces du cube, elles sont équidistantes, et leur configuration représente un tétraèdre régulier; et il en est de même de la position relative des quatre boules blanches. Les distances entre les boules adjacentes dissemblables sont pareillement évidemment égales; de sorte que les conditions de leur union sont entièrement remplies, comme cela se voit dans le petit groupe, qui est une représentation correcte de la masse entière qui serait composée de cubes égaux et semblables.

Il reste à faire, relativement à la forme sphérique des particules élémentaires, une observation; c'est qu'on pourrait la regarder comme favorable à cette opinion, que plusieurs des substances que l'on a le plus de raison de considérer comme étant des corps simples, tels que ceux qui composent la classe des métaux, présentent cette espèce d'évidence de la simplicité de leur nature, qu'ils cristallisent sous la forme d'octaèdres, comme cela aurait lieu si leurs particules élémentaires étaient des sphères.

Mais au contraire, on doit reconnaître que jusqu'à présent on ne peut assigner aucune raison pour faire penser que la même apparence de simplicité se présenterait dans le spath

fluor, que l'on présume contenir au-moins deux élémens; et il est évident que tous les efforts que l'on a tentés pour une corrélation générale entre les élémens supposés cristallographiques et chimiques dans les corps, doivent, dans l'état présent de ces sciences, être prématurés.

Toute sphère non comprimée se trouverait environnée de douze autres, et conséquemment, par un léger degré de compression, elle serait convertie en dodécaèdre, d'après l'hypothèse la plus probable de compression simple.

L'instrument destiné à mesurer les angles de cristaux s'appelle un goniomètre; il y en a deux espèces: 1.^e le goniomètre de M. Carangeau, dont Haüy faisait usage; il consiste en deux branches parallèles, réunies entre elles comme celles de ciseaux, et qui peuvent s'appliquer sur un secteur gradué demi-circulaire. On place l'angle du cristal à la jonction des deux branches, et sa grandeur est aussitôt donnée par leur écartement sur la division du secteur. 2.^e Le goniomètre à réflexion du docteur Wollaston, invention admirable, qui permet de mesurer les angles des cristaux les plus petits avec la plus grande précision. On trouve une explication de ce bel instrument dans les *Transactions Philosophiques* pour 1809, et dans *Tilloch's Magazine* pour février 1810, vol. 35. M. William Phillips a publié, dans le 2.^e vol. des *Transactions Géorgiques*, une suite très-étendue de mesures prises avec ce goniomètre. On eut un exemple frappant de la perfection de cet instrument dans la mesure des angles les plus petits, par l'application qui en fut faite à un sable de jayet noir cristallisé, que M. le docteur Clarke apporta de l'île de Jean Mayen, dans les mers du Groënland. « Ayant donc, dit le docteur Clarke, choisi un cristal de cette forme, mais si excessivement petit, qu'on avait peine à le distinguer à l'œil nu, je le fixai sur le plan mobile du goniomètre à réflexion du docteur Wollaston. Une double image fut réfléchie par l'un des plans du cristal; mais l'image réfléchie par le plan contigu était claire et parfaitement visible, et elle

me mit parfaitement à même de mesurer l'angle d'inclinaison. Ayant répété l'observation à plusieurs reprises, je le trouvai égal à 92° ou $92^{\circ} \frac{1}{2}$. Il suit évidemment de là, que ces cristaux ne sont point des zircons, quoique cependant ils cèdent un éclat égal à celui de zircon. Dans cette incertitude, j'envoyai au docteur Wollaston une petite portion du sable, le priant de vouloir bien mesurer lui-même l'angle des particules qui offraient des surfaces brillantes. Le docteur Wollaston prononça que « la substance proposée était le pyroxène, ayant trouvé, d'après sa mesure, un angle de $92^{\circ} \frac{1}{2}$. Il me dit de plus que le sable était semblable à celui de Bolsenna en Italie ». Un moyen aussi prompt et aussi parfait est un secours bien précieux pour le chimiste philosophe et pour le minéralogiste. Haüy, en suivant trop rigoureusement le principe de la simplicité géométrique, commit dans la détermination des angles de la forme primitive du carbonate de chaux, une erreur qui s'élève à 36 minutes d'un degré; et en assignant aux carbonates de chaux magnésiens et ferrugineux les mêmes angles qu'au carbonate simple, l'erreur devint encore plus considérable, comme on pourra le voir d'après la comparaison suivante :

	Angles observés à l'aide du goniomètre du D ^r . Wollaston.	Angles donnés par la théorie.	Erreur.
Carbonate de chaux. .	105°, 5'	104°, 28' 40"	0°, 36' 20"
Carbonate magnésien. .	106°, 15'	104°, 28', 40"	1°, 46', 20"
Carbonate ferrugineux.	107°, 0'	104°, 28', 40"	2°, 31', 20"

M. Beudant a fait dernièrement un grand nombre d'expériences pour découvrir pourquoi un principe salin d'une certaine espèce communique souvent sa forme cristalline à un mélange dont il ne constitue quelquefois que la plus petite partie; il a aussi tâché de déterminer pourquoi une

substance saline peut avoir un aussi prodigieux nombre de formes secondaires qu'il s'en rencontre par fois.

La présence de l'urée fait prendre au sel commun la forme d'octaèdre; quoique dans l'eau pure il cristallise en cubes comme dans ses molécules primitives. Le sel ammoniac, qui dans l'eau pure cristallise en octaèdres, cristallise en cubes par le moyen de l'urée. Un léger excès ou une très-petite diminution de base dans l'alun suffit pour lui faire prendre la forme cubique ou octaèdre; et ces formes sont si réellement secondaires, qu'un cristal octaèdre d'alun, plongé dans une dissolution plus riche en base, s'enveloppe de couches cristallines qui finissent par lui donner la forme d'un cube.

Dans les dissolutions que l'on trouble, la forme cristalline acquiert une plus grande simplicité, en perdant toutes les *facettes* additionnelles qui ne servent qu'à modifier la forme principale.

Dans les dépôts gélatineux, on trouve rarement des cristaux en groupes; mais ils y sont presque toujours isolés, d'une régularité de forme remarquable, et ils n'éprouvent aucun autre changement que ceux qui peuvent résulter de l'action chimique des substances qui forment le dépôt. Ainsi le sel commun cristallisé dans une dissolution de borax, acquiert des troncatures aux angles solides du cube; et l'alun qu'on fait cristalliser dans l'acide muriatique, prend une certaine forme, que M. Beudant n'a jamais pu obtenir d'une autre manière.

On peut unir à une cristallisation rhomboïdale de sulfate de fer 30 ou 40 pour cent de sulfate de cuivre, et le sulfate de fer est réduit à un rhomboïde parfait, sans aucune troncation des angles ou des bords. Une petite portion d'acétate de cuivre ramène le sulfate de fer à cette même forme rhomboïdale simple, quoique cette forme soit très-disposée à se compliquer par des surfaces additionnelles. Le sulfate d'alumine change le sulfate de fer en un rhomboïde, dont les angles latéraux seulement sont tronqués, et dans ce que Haüy appelle sa *variété unitaire*; et toutes les fois, dit M. Beudant, qu'on

trouve dans le commerce cette variété de vitriol vert, qui est très-commune, on peut être assuré qu'elle contient de l'alumine.

Les cristaux naturels mêlés avec des substances étrangères sont en général plus simples que d'autres, comme on le voit dans un échantillon d'axinite ou shorl violet du Dauphiné, dont l'une des extrémités étant mêlée avec de la chlorite, est ramenée à sa forme primitive, tandis que l'autre extrémité, très-pure, est altérée par plusieurs facettes produites par différens décroissemens.

Dans une dissolution mêlée de deux ou d'un plus grand nombre de sels ayant à-peu-près la même solubilité, la cristallisation de l'un d'eux peut souvent être déterminée en suspendant dans le liquide un cristal de ce sel particulier.

M. Leblanc établit, qu'en mettant dans un cylindre long et étroit, des cristaux, à différentes hauteurs et au milieu de leurs dissolutions salines saturées, les cristaux du fond augmentent plus rapidement que ceux de la surface, et qu'il arrive un terme où ceux du fond continuent à s'accroître, tandis que ceux de la surface diminuent et finissent par se dissoudre.

Ceux d'entre les sels qui sont susceptibles d'abandonner leur eau de cristallisation à l'atmosphère, et qui, par conséquent, deviennent efflorescens, peuvent être mis à l'abri de cet effet en les plongeant dans l'huile et essuyant ensuite leur surface.

Dans le langage cristallographique adopté dans le système de Werner, on emploie les termes suivans : quand une forme secondaire diffère du cube, de l'octaèdre, etc., n'ayant seulement que plusieurs de ses angles ou de ses bords remplacés par une face, ce changement dans la forme géométrique est appelé *truncature*. L'altération dans la forme principale produite par deux nouvelles faces inclinées l'une à l'autre, et que remplace une espèce de biseau, un angle ou un bord, est appelée un *biseau*. Quand ces nouvelles faces

sont au nombre de trois ou davantage, elles produisent ce que Werner a nommé un *pointement* ou *acumination*. Lorsque deux faces se réunissent par un bord en forme de toit, on a appelé ce cas *culmination*. Souvent au-lieu du terme *bisellement*, on emploie celui de *remplacement*.

Le lecteur pourra trouver quelques observations curieuses sur la cristallisation par M. J.-F. Daniell, dans le 1.^{er} volume du *Journal of Science*.

Le professeur Mohs, successeur de Werner à Freyberg, le docteur Weiss, professeur de minéralogie à Berlin, et M. Brochant, professeur de minéralogie à Paris, ont chacun publié récemment des Systèmes de Minéralogie. On trouve, dans le 3.^e volume de l'*Edinburgh Philosophical Journal*, un extrait assez détaillé du premier de ces ouvrages.

Dans un Mémoire publié dans le Journal de Physique, M. Leblanc donne des instructions sur la manière d'obtenir des cristaux de grandes dimensions. Sa méthode consiste à employer des vases plats en verre ou en porcelaine; on y verse les dissolutions salines rapprochées par l'ébullition jusqu'au-dessous du point de cristallisation; on choisit les mieux déterminés d'entre les petits cristaux qui se forment, et on les met dans des vaisseaux avec une certaine quantité de l'eau-mère d'une dissolution qu'on a fait cristalliser confusément; on retourne les cristaux au-moins une fois par jour; et de temps-en-temps on ajoute de nouvelle eau-mère. Si on laissait les cristaux sur leurs côtés, ils s'accroîtraient davantage dans leur longueur; et s'ils étaient sur leurs bases, ils croîtraient en largeur. Quand ils ont cessé d'augmenter davantage, il faut les enlever de la liqueur, autrement ils ne tarderaient pas à diminuer. On observe qu'en général les cristaux très-gros sont moins transparens que ceux qui sont petits.

On peut obtenir les métaux cristallisés en les fondant dans un creuset dont le fond est percé d'un trou que l'on tient bouché, et que l'on ouvre lorsqu'après avoir retiré le creuset

du feu la surface du métal a commencé à se congeler. On peut encore verser le métal fondu dans une assiette ou une écuelle, un peu inclinée, que l'on penche soudain dans la direction opposée, dès que le métal commence à se figer contre les bords. Dans la première méthode, le métal fluide s'écoule par le trou en laissant une espèce de coupe garnie de cristaux ; dans l'autre, la partie supérieure qui est liquide s'écoule et laisse une plaque de métal hérissée de cristaux.

L'opération de la production de cristaux, ou la cristallisation, est d'une haute importance pour la purification de diverses substances salines. La plupart des sels sont tenus en dissolution dans l'eau en quantités bien plus grandes quand la température est élevée, et ils s'en séparent plus ou moins à mesure qu'elle s'abaisse. Mais ils diffèrent considérablement les uns des autres dans cette propriété, ainsi que dans la quantité de sel qui peut être dissoute par une même quantité d'eau. Il convient donc, en général, de séparer les sels les uns des autres en ménageant convenablement la température et l'évaporation. Si, par exemple, on fait évaporer sur le feu une dissolution mélangée de nitre et de sel marin, et qu'on en retire de temps-en-temps une certaine quantité pour essai, on verra, qu'à une certaine époque de la concentration, il se séparera une quantité considérable du sel, qui est pour la plus grande partie du nitre pur. Quand cela a lieu, on peut alors laisser refroidir toute la liqueur pour séparer une partie du nitre, après quoi on peut procéder à l'évaporation comme auparavant. Cette manipulation est fondée sur les propriétés différentes des deux sels dans leur solubilité et leur cristallisation dans les mêmes circonstances ; car le nitre est beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, tandis que le sel commun l'est à-peu-près également dans les deux cas ; par conséquent le sel commun se sépare en cristaux à mesure que l'évaporation du liquide chauffé s'avance, et l'on peut de temps-en-temps l'en retirer avec une écumoire, tandis que le nitre se sépare, au moyen

de refroidissemens successifs, à différentes époques convenables.

CROCUS. Les oxides jaunes ou couleur de safran, de fer et de cuivre, avaient autrefois reçu les noms de *crocus Martis* et *crocus Veneris*. Celui de fer est encore appelé aujourd'hui *crocus* simplement, par les ouvriers qui en font usage.

CROTON ELEUTHERIA. Écorce de cascarille; elle est caractérisée par la propriété d'émettre l'odeur du musc quand on la brûle. Tromsdorf en a donné l'analyse suivante : 4696 parties sont formées de mucilage et principe amer 864 p., résine 688, matière volatile 72, eau 48, fibres ligneuses 3024.

CROUTES. On appelle ainsi les enveloppes osseuses des crabes, des homards, etc. M. Hattchet a trouvé qu'elles étaient formées d'une substance cartilagineuse, analogue à l'albumine coagulée, de carbonate de chaux et de phosphate de chaux. Le grand excès du second de ces ingrédients sur ce troisième les distingue des os; et l'abondance du troisième élément les sépare des coquilles. Les coquilles d'œufs et celles des limaçons ressemblent aux croûtes dans leur composition; mais la matière animale s'y trouve en moindre proportion. D'après Moret-Gaillot, 100 parties de croûte d'écrevisses consistent en 60 carbonate de chaux, 14 phosphate de chaux, et 26 matière cartilagineuse. 100 parties de coquilles d'œufs contiennent 89,6 carbonate de chaux, 4,7 phosphate de chaux, et 4,7 matière animale.

CRYOLITE. Minéral qui se rencontre en masse, disséminé, et en concrétions lamelleuses épaisses. Ses couleurs sont le blanc et le brun jaunâtre. Son éclat est vitreux, inolinant à l'éclat nacré. Dans son clivage, qui est quadruple, les feuillets sont parallèles avec une pyramide droite à quatre pans. Sa cassure

est inégale; il est translucide, plus dur que le gypse, aisément frangible : pesanteur spécifique 2,95. Il devient plus transparent dans l'eau. Ce minéral se fond à la chaleur d'une chandelle. Au chalumeau, il devient d'abord très-liquide, et prend une apparence scorifiée. Il consiste, suivant Klaproth, en 24 alumine, 36 soude, et 40 acide fluorique et eau. C'est par conséquent un soude-fluate d'alumine. Si on le regarde comme étant un composé à proportions définies, on aura :

1	proportion d'alumine.	3,2	26,33	
1	proportion soude. . .	3,95	32,51	
2	proportions acide. . . .	2,75	22,63	} 41,16
2	proportions eau. . . .	2,25	18,53	
		12,15	100,00	

L'analyse de M. Vauquelin, du même minéral, indique 47 acide et eau, 32 soude et 21 alumine. Ce minéral curieux et rare n'a encore été trouvé jusqu'à-présent que dans la partie Ouest du Groënland, à l'extrémité du bras de mer nommé Arksut, à 30 lieues de la colonie de Juliana Hope. On le trouve dans le gneiss. M. Allan d'Edimbourg a eu le mérite d'avoir reconnu une grande quantité de ce minéral, dans un tas dédaigné que l'on apporta à Leith, et provenant d'une prise danoise. Il avait été recueilli dans le Groënland par les soins de l'infatigable minéralogiste M. Gieseke.

CRYOPHORE. L'indicateur de la gelée, ou messenger du froid, instrument élégant inventé par M. Wollaston, pour démontrer le rapport existant entre l'évaporation à de basses températures et la production du froid. Si l'on prenait, dit ce profond chimiste, 32 grains d'eau à la température de 62° F., et que l'on en convertit un grain en vapeur par l'absorption de 960° F., alors toute la masse aurait perdu $\frac{960^\circ}{32} = 30^\circ$, et ainsi serait réduite à la température de 32°. Si des 31 grains qui restent encore à l'état d'eau, on en convertit quatre de plus

en vapeur par l'absorption de 960° , les 27 grains restant auront alors perdu les $\frac{4}{27}$ de 960 ou 142° , ce qui est plus que suffisant pour convertir la totalité de l'eau en glace. Dans une expérience faite sur une petite échelle, la quantité d'eau évaporée ne se trouva pas différer beaucoup de ce nombre.

S'il est vrai aussi, que l'eau en prenant l'état gazeux, même à une basse température, se dilate de 1800 fois son volume primitif, alors en essayant de congeler la petite quantité d'eau ci-dessus mentionnée, il serait nécessaire d'avoir un vide sec de la capacité de $5 \times 1800 = 9000$ grains d'eau. Mais, soit un tube de verre de $\frac{1}{2}$." de pouce environ de diamètre intérieur, ayant à chaque extrémité une boule d'un pouce de diamètre, et qu'on le courbe à angle droit à la distance d'un demi-pouce de chaque boule. On mettrait ensuite dans l'une de ces boules un peu moins de la moitié d'eau, et la cavité restante formerait un vide aussi parfait qu'on puisse l'obtenir; et pour cela il suffira de faire bouillir l'eau rapidement dans l'une des boules avant de fermer l'ouverture capillaire de l'autre. Si l'on plonge alors la boule vide dans un mélange frigorifique de neige et de sel, l'eau dans l'autre boule, quoiqu'à la distance de deux ou trois pieds, sera solidifiée dans l'espace de quelques minutes. La vapeur contenue dans la boule vide est condensée par l'opération ordinaire du froid, et le vide produit par cette condensation permet à une nouvelle quantité de vapeur de s'élever de la boule opposée, en y déterminant un abaissement de température proportionnel.

CUIVRE. Le cuivre est un métal d'une couleur brune rougeâtre particulière, dur, sonore, très-malléable et très-ductile, d'une ténacité considérable, et d'une pesanteur spécifique de 8,6 à 8,9. A un degré de chaleur bien au-dessous de l'ignition, la surface d'un morceau de cuivre poli se recouvre de diverses rangées de couleurs prismatiques, dans lesquelles le rouge de chaque ordre se trouve le plus près de l'extrémité

qui a été le plus chauffée; effet qui doit sans doute être attribué à l'oxidation, la couche d'oxide étant la plus épaisse dans l'endroit où la chaleur est la plus grande, et allant toujours en diminuant d'épaisseur à mesure qu'elle s'approche de l'extrémité plus froide. Un degré de chaleur plus élevé l'oxide plus rapidement, de manière qu'il se forme à sa surface une poudre écailleuse épaisse, que l'on peut en détacher aisément; la flamme que cet oxide communique au combustible est, en-même-temps, d'une belle couleur vert-bleuâtre. A une température à-peu-près égale à celle nécessaire pour fondre l'or et l'argent, il entre lui-même en fusion en développant une flamme verte bleuâtre; une chaleur violente le fait entrer en ébullition; et il est volatilisé en partie à l'état métallique.

Le cuivre se recouvre à l'air d'une espèce de rouille; mais la partie corrodée étant très-épaisse protège la couche de métal au-dessous.

Il y a deux oxides de cuivre; le noir qu'on peut former par la chaleur ou en desséchant l'oxide hydraté précipité du nitrate par la potasse; il consiste en 8 cuivre + 2 oxygène; c'est un deutoxide. Le protoxide s'obtient en faisant digérer, dans une fiole bouchée hermétiquement, une dissolution de muriate de cuivre sur des tournures de ce métal. La couleur passe du vert au brun foncé, et il se dépose des grains cristallisés grisâtres. La dissolution de ces cristaux par la potasse, donne un précipité de couleur orangé, qui est le protoxide. Il consiste en 8 cuivre + 1 oxygène. M. Mushet a dernièrement trouvé le protoxide de cuivre dans une masse de ce métal qui avait été exposée à la chaleur, pendant un temps considérable, dans l'un des fourneaux de fusion de la monnaie qu'il dirige.

Le cuivre en limaille ou en lames minces, introduit dans le chlore, s'y unit avec flamme en produisant un chlorure dont il y a deux variétés; le protochlorure, substance fixe jaune, et le deutochlorure, sublimé pulvérulent

brun jaunâtre. 1. Les grains cristallins qui se déposent de la dissolution muriatique ci-dessus mentionnée, sont le *protochlorure*. On peut encore le produire convenablement en chauffant ensemble deux parties de sublimé corrosif avec une partie de linaille de cuivre. On obtient une substance translucide de couleur d'ambre, que Boyle découvrit le premier, et à laquelle il donna le nom de résine de cuivre. Elle se fond à une température justement au-dessous du rouge; et en vaisseau clos, ou à orifice étroit, elle n'est ni décomposée, ni sublimée par une forte chaleur; mais par admission de l'air, elle se dissipe en une fumée blanche et dense. Cette substance est insoluble dans l'eau; elle fait effervescence avec l'acide nitrique, et elle se dissout tranquillement dans l'acide muriatique, d'où l'on peut la précipiter par l'eau. Le docteur John Davy, en refroidissant lentement la masse fondue, *l'obtint cristallisée en petites plaques demi-transparentes, et d'une couleur légèrement jaune. Il est formé, d'après le même chimiste, de

Chlore.	36	ou 1	proportion =	4,45	35,8
Cuivre.	64	ou 1	<i>idem.</i> =	8,00	64,2
	100			12,45	100,00

2. *Deutochlorure*. La meilleure manière de le préparer consiste à évaporer lentement, à siccité, à une température de 20° centigrades, le muriate de cuivre déliquescent. C'est une poudre jaune qui, en absorbant l'humidité de l'air, passe du jaune au blanc et ensuite au vert, en reproduisant le muriate ordinaire. La chaleur le convertit en protochlorure avec dégagement de chlore. Le docteur Davy a déterminé la constitution chimique de ces deux composés en séparant le cuivre à l'aide du fer, et le chlore par le nitrate d'argent. Le deutochlorure est formé de

Chlore.	53	2	proportions	8,9	52,7
Cuivre.	47	1	<i>idem.</i>	8,0	47,3
	100			16,9	100,0

L'*iodure de cuivre* se forme en versant de l'hydriodate de potasse liquide dans une dissolution saline cuivreuse. C'est une poudre insoluble d'un brun foncé.

L'*phosphure de cuivre* s'obtient en projetant du phosphore sur du cuivre chauffé au rouge. Il est de couleur blanche, plus dur que le fer, assez fusible, mais n'est point ductile. Sa pesanteur spécifique est 7,12. Il cristallise en prisines à quatre pans. M. Proust, qui le découvrit, dit qu'il consiste en 20 phosphore + 80 cuivre; la théorie indique pour les proportions équivalentes 1,5 ou 3,0 phosphore + 8,0 cuivre. La chaleur brûle le phosphore et le cuivre est scorifié.

Sulfure de cuivre. On le forme en mêlant ensemble huit parties de limaille de cuivre, avec deux parties de soufre, et mélange à une chaleur modérée. Lorsque le soufre a atteint une température un peu supérieure à celle de sa fusion, toute la masse entre soudainement en combustion, accompagnée d'explosion.

L'ignition, avec saturation réciproque, constitue une véritable combustion dont tous les caractères se présentent ici; et puisque l'expérience réussit également bien dans le *vide* ou dans le gaz azote, nous sommes conduits à considérer le soufre comme un véritable soutien de combustion, s'il convient de conserver dans la chimie un nom indiquant ce que personne ne peut prouver, c'est-à-dire que parmi les corps qui se combinent, l'un n'est seulement que soutien et l'autre combustible. Au contraire, cette belle expérience montre que la combustion est indépendante du corps que l'on nomme ordinairement soutien; car le soufre est, par rapport au cuivre, dans le même état électrique que l'oxygène et le chlore par rapport à ce métal; le soufre est donc à-la-fois un soutien et un combustible dans toute l'étendue du terme, fait bien contraire à ce système technologique, puisqu'un corps ne peut à-la-fois posséder deux propriétés opposées.

Lorsqu'un disque de cuivre à manche isolant touche un

disque de soufre, il en résulte un changement électrique puissant; et l'on voit, qu'à une température plus élevée, les forces attractives réciproques, ou les mouvemens corpusculaires qui accompagnent une affinité énergétique, produisent les phénomènes de la combustion. Dire que l'un des corps qui entre en combinaison, contient un assez grand réservoir de chaleur et de lumière pour alimenter l'inflammation de l'autre corps, est une hypothèse tout-à-fait dénuée de preuves, et qui par conséquent ne doit pas même trouver place dans une science exacte, bien loin de servir de base à un système chimique.

Le sulfure de cuivre est à très-peu-près formé, suivant M. Berzelius, de 8 cuivre + 2 soufre; nous devons donc le regarder comme formé d'une proportion de chacun de ses principes.

L'acide sulfurique concentré et bouillant dissout le cuivre. Si l'on ajoute de l'eau, il en résulte une dissolution bleue de cuivre, qui, par l'évaporation, fournit des cristaux bleus qui exigent environ quatre fois leur poids d'eau pour les dissoudre.

Les dissolutions du cuivre dans l'acide sulfurique sont légèrement caustiques. La magnésie, la chaux et les alcalis fixes en précipitent le métal sous forme d'oxide. L'alcali volatil précipite toutes les dissolutions cuivreuses, mais il redissout ensuite l'oxide et donne lieu à une belle couleur bleu foncé. Il y a plusieurs eaux minérales en Hongrie, en Suède, en Irlande et dans différentes parties de l'Angleterre, qui contiennent du sulfate de cuivre, et desquelles on retire le métal en y plongeant des morceaux de vieux fer.

L'acide nitrique dissout rapidement le cuivre, avec dégagement abondant de gaz nitreux. Une partie du métal se précipite sous forme d'oxide; et la dissolution filtrée ou décantée, qui est d'une couleur bleue beaucoup plus foncée que la dissolution sulfurique, produit des cristaux par évaporation ménagée. Ce sel est déliquescent, très-soluble dans

l'eau, mais moins quand elle est chauffée. Cette dissolution, exposée à l'air dans des vaisseaux peu profonds, dépose un oxide de couleur verte. La chaux en précipite le métal en un bleu pâle, et les alcalis fixes en blanc bleuâtre. L'alcali volatil y produit des flocons bleuâtres, qu'il redissout promptement, en donnant lieu à une liqueur d'un beau bleu.

Les combinaisons salines du cuivre portaient autrefois le nom de *sels de Vénus*, parce que Vénus était le nom fabuleux du cuivre. Leurs caractères généraux sont les suivans : 1. Ils sont pour la plupart solubles dans l'eau, et leurs dissolutions sont bleues ou vertes, ou elles acquièrent l'une de ces couleurs par leur exposition à l'air. 2. L'ammoniaque ajoutée à ces dissolutions, y produit une couleur bleu foncée. 3. Le ferro-prussiate de potasse donne, avec les sels de cuivre, un précipité brun rougeâtre. 4. L'acide gallique occasionne un précipité brun. 5. L'hydrosulfure de potasse, un précipité noir. 6. Une plaque de fer plongée dans ces dissolutions fait déposer le cuivre à l'état métallique, et cet effet a rapidement lieu s'il y existe un léger excès d'acide. Le protoxide de cuivre ne peut être uni aux acides qu'avec des précautions particulières ; et tous les sels ordinaires de cuivre ont le peroxide pour base.

Acétate de cuivre. L'action combinée de l'air et de l'acide acétique est nécessaire par la production des acétates cuivreux. En exposant des plaques de cuivre aux vapeurs de vinaigre, il se forme le *vert-de-gris* vert bleuâtre, qui par sa dissolution dans le vinaigre constitue l'acétate de cuivre. Ce sel cristallise en pyramides tronquées à quatre faces ; sa couleur est le vert bleuâtre ; sa pesanteur spécifique est 1,78. Il a une saveur métallique, et quand on l'avale il agit comme un poison violent. L'eau bouillante dissout un cinquième de son poids de ce sel, dont elle dépose la majeure partie en se refroidissant ; il est également soluble dans l'alcool ; il s'effleurit par son exposition à l'air. Chauffé dans une cornue, il donne de l'acide acétique et de l'esprit pyro-acétique.

L'hydrogène sulfuré précipite le cuivre des dissolutions de ce sel à l'état de sulfure. Le docteur Thomson établit ainsi sa composition : « L'acétate de cuivre est composé, suivant M. Proust, de. . . 61 acide et eau.

39 oxide.

100

« Si nous le supposons formé de 1 atôme acide, 1 atôme oxide et 8 atômes d'eau, les parties constituantes seront :

Acide acétique.	25,12
Peroxyde de cuivre. . .	39,41
Eau.	35,47
	100,00

« Je considère cette composition comme étant la véritable ». C'est ici faire un usage étrange de la théorie atomique; on commence le syllogisme par une hypothèse, et on le termine par une affirmation. Ayant eu moi-même l'occasion d'analyser ce sel avec beaucoup de soin, il y a environ deux ans, j'ai trouvé qu'il était formé de

	Exp.			Théorie.
Acide acétique. . .	52,0	2 atômes	13,26	51,98
Peroxyde de cuivre.	39,6	1 <i>id.</i>	10,00	39,20
Eau	8,4	1 <i>id.</i>	2,25	8,82
	100,0		25,51	100,00

Au-lieu de 35,5 d'eau indiquées par le docteur Thomson, le sel n'en contient pas 9, et au-lieu de 25 d'acide, il en renferme plus du double de cette quantité. Le sel cristallisé est un binacétate de cuivre.

Le sous-acétate de M. Proust, obtenu en dissolvant le vert-de-gris dans l'eau, consiste en acide et eau 37
oxide 63

Les proportions de 40 acide et 60 oxide, ou 1 atôme de

chacun, sont celles qui conviennent par la théorie; et les expériences de M. Proust paraissent laisser dans le doute la quantité sur laquelle on doit faire porter cette différence. Ce sel est probablement l'*acétate*; et la partie du vert-de-gris insoluble sera le *sous-acétate*; l'un forme les 44 pour cent du produit, et l'autre les 56 autres parties. Mais ces proportions seront variables, et on peut trouver par fois un mélange de carbonate.

Arséniate de cuivre. Il en existe beaucoup de sous-espèces que l'on trouve natives. L'arséniate peut être formé artificiellement en faisant digérer de l'acide arsenique sur le cuivre, ou en ajoutant de l'arséniate de potasse à une dissolution d'un sel de cuivre.

1. *Arséniate octaèdre obtus.* Cette variété est composée de deux pyramides tétraèdres appliquées base à base, d'une couleur bleue de ciel foncé, ou d'un beau vert gazon. La pesanteur spécifique est de 2,88; elles consistent, suivant Chenevix, en 14,2 acide + 50 oxide brun + 35,7 eau.

2. *Arséniate hexaèdre.* Il se rencontre en lames hexaèdres très-minces, susceptible de se diviser en écailles fines. Ces cristaux sont d'une couleur verte émeraude foncée; leur pesanteur spécifique est 2,548. Ils sont formés, suivant M. Vauquelin, de 43 acide + 39 oxide + 18 eau. L'arséniate d'ammoniaque précipite en très-petits cristaux bleus cette variété, du nitrate de cuivre. 3. *Arséniate octaèdre aigu.* Cette variété est formée de deux pyramides tétraèdres appliquées base à base; quelquefois elle affecte la forme de prismes rhomboïdaux à sommets dièdres. Elle consiste en 29 acide + 50 oxide + 21 eau; mais quelquefois ils sont privés d'eau. 4. *Arséniate trièdre.* En évaporant la liqueur surnageante dans la seconde variété artificiellement produite, et en y ajoutant de l'alcool, M. Chenevix obtint un précipité en petits cristaux bleus rhomboïdaux. Ils étaient composés de 40,1 acide, 35,5 oxide + 4,4 eau. Le tableau suivant présente la composition générale de ces arséniates :

	Acide.	Oxide.	Eau.
1	1,00	3,70	2,50
2	1,00	2,76	1,00
3	1,00	1,72	0,70
4	1,00	1,80	0,53
5	1,00	0,88	0,60

Le lit atomique de procruste serait ici bien nécessaire pour faire accorder ces proportions avec le nombre 14,5 dernièrement indiqué par le docteur Thomson pour équivalent de l'acide arsénique.

Arsénite de cuivre. On le nomme aussi vert de Schéele, et on le prépare en mêlant une dissolution de deux parties de sulfate de cuivre dans 44 parties d'eau, avec une dissolution de 2 parties de potasse du commerce et d'une partie d'acide arsénieux pulvérisé, aussi dans 44 parties d'eau. Lorsque les dissolutions sont chaudes l'une et l'autre, on verse peu-à-peu la première dans la seconde; le précipité vert pré, insoluble, qui se forme, doit ensuite être bien lavé avec de l'eau.

Carbonate de cuivre. On trouve trois variétés de ce composé à l'état natif; le vert, le bleu, et celui qui est anhydre. Suivant M. R. Phillips, leur composition est :

	1. ^{re}	2. ^{me}	3. ^{me}
Acide carbonique . . .	2,75	11,00	2,75
Deutoxide de cuivre. .	10,00	30,00	10,00
Eau.	1,125	2,25	0,00
Poids des atômes. .	13,875	43,25	12,75

Le carbonate de cuivre artificiel, obtenu par M. Proust, en ajoutant un carbonate alcalin à une dissolution de nitrate de cuivre, est identique avec la deuxième variété.

Chlorate de cuivre. C'est un sel vert déliquescent et susceptible de déflagration.

Le *fluat* de cuivre est en petits cristaux bleus.

L'*hydriodate* de cuivre est une poudre blanche grisâtre.

Le *proto-muriate* de cuivre a déjà été décrit en traitant des chlorures.

Deutomuriate de cuivre. On le forme en dissolvant le deutoxide dans l'acide muriatique, ou en chauffant l'acide muriatique sur des tournures de cuivre ; le liquide fournit par l'évaporation des cristaux de couleur vert gazon, sous forme de parallépipèdes rectangulaires. Leur pesanteur spécifique est 1,68. Ils sont caustiques, très-déliquescents, et par conséquent très-solubles dans l'eau. Suivant M. Berzelius, ils sont formés de

Acide . . .	40,2
Deutoxide .	59,8
	100,0

L'*ammonio-nitrate* donne, par évaporation, du cuivre fulminant. Les cristaux de nitrate mêlés avec du phosphore, et frappés par le marteau, détonent violemment. Lorsqu'après les avoir pulvérisés, et légèrement humectés, on les enveloppe promptement dans une feuille d'étain, il se produit une combustion avec explosion. Le nitrate paraît formé de 1 proportion d'acide + une proportion de deutoxide, outre l'eau de cristallisation.

Sous-nitrate de cuivre. C'est le précipité bleu produit par l'addition d'un peu de potasse à la dissolution nitrique neutre.

Le *nitrite de cuivre* se forme en mêlant du sulfate de cuivre avec du nitrite de plomb.

Le *sulfate de cuivre* ou le vitriol bleu du commerce est un bisulfate ; sa pesanteur spécifique est 2,2 ; il est formé de

Aoide.	31,38	2 proportions	10,0	32,0
Oxide.	32,32	1 <i>idem.</i>	10,0	32,0
Eau.	36,30	10 <i>idem.</i>	11,25	36,0
	100,00		51,25	100,0

La dissolution de ce sel, mêlée avec du sel ammoniac, forme une encre dont les caractères sont invisibles quand ils sont froids, mais qui paraissent jaunes quand ils sont

chauffés, et disparaissent de nouveau à mesure que le papier refroidit.

On peut former un sulfate de cuivre neutre en saturant l'excès d'acide par de l'oxide de cuivre. Ce sel cristallise en pyramides à quatre pans, séparées par des prismes quadrangulaires.

M. Proust a formé un sous-sulfate de cuivre, en ajoutant un peu de potasse pure à une dissolution du dernier sel; il se dépose alors un précipité vert.

Proto-sulfate de cuivre. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux à travers du deutoxide de cuivre tenu en suspension dans l'eau; celui-ci perd une portion de son oxigène, et il se combine avec l'acide. Il se produit en même-temps du sulfate de cuivre qui se dissout dans l'eau; tandis que le sulfite forme de petits cristaux rouges dont l'acide est séparé par une longue ébullition dans l'eau.

Sulfate de potasse et de cuivre. Il se forme en ajoutant du sulfate de potasse au nitrate de cuivre; ce mélange donne lieu à un précipité jaune floconneux consistant en très-petits cristaux, qui se séparent de la liqueur.

Ammonio-sulfate de cuivre. C'est le sel qui se forme quand on ajoute de l'ammoniaque liquide à la dissolution du bisulfate. Il consiste, suivant M. Berzelius, dans une proportion de sulfate cuivreux, et dans une proportion de sulfate ammoniacal, combinées ensemble, ou 20,0 + 7,13 + 14,625 d'eau.

Sous-sulfate d'ammoniaque et de cuivre. On l'obtient en ajoutant de l'alcool à la dissolution du sel précédent; le sous-sulfate double se précipite. C'est le *cuprum ammoniacum* de la pharmacopée. Suivant M. Berzelius, il consiste en

Acide.	32,25	ou à-peu-près 2 proportions.
Deutoxide de cuivre.	34,00	1 id.
Ammoniaque	26,40	4 id.
Eau.	7,35	2 id.
	100,00	

Sulfate de potasse et de cuivre. On le forme en faisant digérer du bisulfate de potasse sur le deutocide ou le carbonate de cuivre. Ses cristaux sont de couleur verdâtre, et en parallélipèdes aplatis. Ils paraissent consister en 2 proportions de sulfate de potasse + 1 proportion de bisulfate de cuivre + 12 eau.

Les acides antimoniques, antimonieux, borique, chromique, molybdique, phosphorique, tungstique, forment avec le deutocide de cuivre des sels insolubles. Les deux premiers genres sont verts, le troisième est brun, les quatrième et cinquième verts, et le sixième blanc. Le benzoate est en cristaux verts peu solubles. L'oxalate est aussi vert; les binoxalates de potasse et de soude donnent avec l'oxide de cuivre des sels triples sous formes de cristaux verts en aiguilles. Il y a aussi différentes variétés d'ammonio-oxalates. Le tartrate de cuivre donne des cristaux d'un vert bleuâtre foncé. La crème tartrate de cuivre est une poudre vert-bleuâtre, communément appelée vert de Brunswick.

Pour obtenir le cuivre pur pour des expériences, on le précipite à l'état métallique en plongeant des lames de fer dans la dissolution du deuto-muriate, et on lave ensuite la poudre de cuivre obtenue, avec un peu d'acide muriatique étendu.

On prépare, par la voie humide, le vert de Brunswick ou de Friezland, en versant une dissolution saturée de muriate d'ammoniaque sur des tournures de cuivre ou de la limaille de ce métal, en vaisseau clos; conservant ensuite le mélange dans un endroit chaud, et ajoutant de temps-en-temps de nouvelles quantités de dissolution jusqu'à ce que l'on ait mis trois parties de muriate pour deux de cuivre. Après un repos de quelques semaines, on sépare la couleur du cuivre non oxidé en lavant à travers un tamis; on le lessive alors parfaitement et on le fait sécher lentement à l'ombre. Cette espèce de vert est presque toujours falsifiée avec de la céruse.

Le cuivre se combine très-rapidement avec l'or, l'argent et le mercure. Il s'unit imparfaitement au fer par voie de fusion.

L'étain se combine avec le cuivre à une température bien inférieure à celle qui est nécessaire pour fondre le cuivre seul; et c'est sur cette propriété qu'est fondée la méthode d'étamage des vaisseaux de cuivre. Dans cette vue, on commence par gratter ou racler la surface du cuivre, puis on la frotte avec du sel ammoniac. Ensuite on le chauffe, on le soupoudre de résine, qui empêche la surface du cuivre de se recouvrir d'une petite couche d'oxide, ce qui s'opposerait à l'adhérence de l'étain à cette surface. On y verse alors l'étain fondu et on l'étend partout. Une très-petite quantité du métal adhère au cuivre, et l'on pourrait même la regarder comme insuffisante pour prévenir aussi parfaitement qu'on pourrait le désirer les effets nuisibles du cuivre.

L'étain fondu avec le cuivre forme le composé appelé bronze. Dans ce métal, la pesanteur spécifique est toujours plus grande que celle que l'on pourrait conclure des quantités respectives et des pesanteurs spécifiques des parties constituantes. Les usages de cette composition, dure, sonore et durable, pour la fabrication des canons, des cloches, des statues et autres objets, sont bien connus. Les bronzes et le métal des cloches ne sont pas ordinairement composés d'étain seulement; mais on y ajoute quelques autres substances, telles que du plomb, du zinc ou de l'arsenic, suivant que l'artiste y est porté par des vues de bénéfice, ou d'autres motifs. Mais l'alliage de cuivre et d'étain qui fixe le plus particulièrement l'attention des physiciens, est celui qui constitue les miroirs réflecteurs des télescopes. (*Voyez MINORA*). Les Anciens fabriquaient avec cet alliage des instrumens tranchans : un poignard, analysé par M. Hielm, consistait en $83\frac{7}{8}$ cuivre et $16\frac{1}{8}$ étain.

Le cuivre s'unit avec le bismuth et forme un alliage blanc rougeâtre. Avec l'arsenic, il produit un composé blanc, cassant, appelé tombac. Il forme avec le zinc le composé appelé laiton, et que l'on distingue par différens noms, suivant les proportions des deux ingrédiens. Il n'est pas facile d'unir, par la fusion, ces deux métaux, en proportions

considérables, parce que le zinc est brûlé et volatilisé à une température bien inférieure à celle nécessaire pour fondre le cuivre; mais ils s'allient très-bien par la cémentation. Dans le travail du laiton, le cuivre est mis en grain en le versant, à travers une plaque de fer percée de petits trous et lutée avec de l'argile, dans une masse d'eau de quatre pieds environ de profondeur, et qu'on renouvelle continuellement; afin de prévenir les explosions dangereuses qui pourraient avoir lieu, il convient de ne verser le métal que par petites quantités à-la-fois. Il y a maintenant différentes méthodes de combiner ce cuivre en grain, ou d'autres petits morceaux de cuivre avec la vapeur de zinc. On prend de la calamine, qui est une mine de zinc, et après l'avoir pulvérisée et calcinée, on la mélange avec le cuivre divisé et une portion de charbon. Ce mélange étant exposé à la chaleur d'un fourneau à vent, le zinc se revivifie, s'élève en vapeurs qui se combinent avec le cuivre et le transforment en laiton. La chaleur doit être continuée pendant un nombre d'heures plus ou moins grand, suivant l'épaisseur des pièces de cuivre et d'autres circonstances; à la fin du procédé, on élève subitement la température, le laiton se fond alors, et vient occuper la partie inférieure du creuset. Le procédé le plus scientifique pour faire le laiton paraît être celui mentionné par Cramer. La calamine pulvérisée, après avoir été mêlée avec une quantité égale de charbon et une portion d'argile, est ensuite bien remuée dans le vaisseau de fusion, et l'on place au-dessus une quantité de cuivre s'élevant aux deux tiers du poids de la calamine et qu'on recouvre de charbon. Par ce moyen, le zinc volatilisé s'élève, et convertit le cuivre en laiton qui s'écoule dans l'argile; et par conséquent, si la calamine contient du plomb, ou tout autre métal, il ne se trouvera point mêlé avec le laiton, le zinc s'étant élevé seul par le moyen de la chaleur.

On bat en feuilles, en Allemagne, une belle espèce de laiton, que l'on suppose fait par la cémentation de plaques

de cuivre avec la calamine; on le vend à très-bon marché en Angleterre, sous le nom d'or de Hollande ou métal hollandais. Il est environ cinq fois aussi épais qu'une feuille d'or; c'est-à-dire, que ses feuilles ne sont que d'environ un soixante-millième de pouce.

Le cuivre s'unit promptement avec l'antimoine, et donne lieu à un composé d'une belle couleur violette. Il ne s'unit pas facilement avec le manganèse. Avec le tungstène il forme un alliage spongieux, d'un brun foncé, et qui est un peu ductile. (*Voyez MINES DE CUIVRE.*)

Le vert-de-gris et les autres préparations de cuivre agissent comme poisons violens, quand ils sont introduits en petites quantités dans l'estomac des animaux; quelques grains suffisent pour produire ce dangereux effet. La mort est ordinairement précédée par des affections nerveuses violentes, telles que mouvemens convulsifs, tétanos, insensibilité générale, ou paralysie des extrémités inférieures. Ces accidens ont souvent si promptement lieu, qu'ils ne pourraient être occasionnés par inflammation ou érosion des *premières voies*; et c'est ce qu'on aperçoit en visitant ces parties. Il est probable que le poison est absorbé, et par le moyen de la circulation il vient agir sur le cerveau et les nerfs. Les préparations cuivreuses sont indubitablement très-âcres, et si la mort ne suit pas leur impression immédiate sur le système sensitif, elles enflamment certainement le canal intestinal. Les symptômes d'empoisonnement, produits par une forte dose de cuivre, sont exactement semblables à ceux que l'on a rapportés à l'article arsenic, seulement la saveur du cuivre se fait fortement sentir. Le seul antidote chimique de l'empoisonnement par le cuivre, et dont les effets soient bien évidens, est l'eau fortement imprégnée d'hydrogène sulfuré. Les hydro-sulfures alcalins sont trop âcres, et ne doivent point être prescrits.

Mais nous possédons dans le sucre un antidote tout puissant contre ce poison, quoique son mode d'action soit tout-

à-fait obscur. M. Duval introduisit dans l'estomac d'un chien, par le moyen d'un tube de caoutchouc, une dissolution dans l'acide acétique de 4 drachmes d'oxide de cuivre; et au bout de quelques minutes, il y injecta quatre onces de fort sirop. Il répéta cette injection à chaque demi-heure, et employa en tout 12 onces de sirop. L'animal éprouva quelques tremblemens et des mouvemens convulsifs; mais la dernière injection fut suivie d'un calme parfait; l'animal s'endormit, et se réveilla sans ressentir aucune douleur.

M. Ortila rapporte plusieurs exemples de personnes qui, ayant avalé par accident, ou à dessein, des doses assez fortes d'acétate de cuivre, furent sauvées par l'usage du sucre. Il trouva constamment, qu'une dose de vert-de-gris qui aurait été capable de tuer un chien dans l'espace d'une heure ou deux, pouvait être avalée impunément, si on l'avait préalablement mêlée avec une grande quantité de sucre.

Comme l'alcool a la propriété de neutraliser complètement dans les éthers, les acides muriatiques et hydriodiques les plus concentrés, il paraîtrait que le sucre pourrait également neutraliser les oxides de cuivre et de plomb. Le saccharate neutre de plomb, en effet, fut employé par M. Berzelius, dans ses expériences, pour déterminer le nombre proportionnel du sucre. Si l'on fait bouillir pendant une demi-heure dans une fiole, une once de sucre blanc, une once d'eau et 10 grains de vert-de-gris, on obtiendra un liquide vert, qui ne sera nullement affecté par les réactifs les plus sensibles de la présence du cuivre, tels que le ferro-prussiate de potasse, l'ammoniaque et les hydro-sulfures; il reste au fond du vaisseau un carbonate vert de cuivre, insoluble.

CYANITE. C'est le *disthène* de Haüy. Sa couleur principale est le bleu de Prusse, passant au gris et au vert. On la trouve en masse ou disséminée, et aussi en concrétions distinctes; la forme primitive de ses cristaux est un prisme oblique quadrangulaire; et les formes secondaires sont, un

prisme oblique à quatre pans, tronqués sur les bords latéraux, et en cristaux accolés deux à deux. Les faces sont striées, brillantes et nacrées. Cette pierre a un clivage double; elle est translucide ou transparente. Les faces latérales plus larges sont, à leurs surfaces, dures comme l'apatite; la surface des angles a la dureté du quartz. La cyanite est facile à casser. Sa pesanteur spécifique est de 3,5. Dans son état de pureté, elle est idio-électrique. Quelques cristaux acquièrent par le frottement l'électricité résineuse, d'autres l'électricité vitrée, et c'est d'après ce fait remarquable que cette pierre a été nommée, par Haüy, *disthène*. Elle est infusible au chalumeau. Sa composition est, suivant Klaproth, silice 43, alumine 55,5, fer 0,50, et une trace de potasse. Elle se rencontre dans le granite et le schiste micacé des montagnes primitives. On la trouve près de Banchory dans le comté d'Aberdeen, et de Bocharin dans le Banffshire. Elle se rencontre aussi sur le mont Saint-Gothard, et dans diverses parties de l'Europe, de même que dans l'Asie et en Amérique. On la taille et on la polit dans l'Inde, comme une espèce inférieure de saphir.

CYANOGENE. C'est le nom donné, par M. Gay-Lussac, à la base composée de l'acide prussique.

CYMOPHANE, ou lumière flottante de Haüy. C'est le **CHRYSOBÉAIL**.

D

DAOURITE. On appelle ainsi une variété de schorl rouge venant de Sibérie.

DAPHNINE. On a donné ce nom au principe amer découvert en 1812 par M. Vauquelin, dans l'écorce du *daphné alpina*. Cette écorce, coupée par petits morceaux, ayant été traitée avec de l'alcool chaud, la liqueur fut concentrée

jusqu'à ce qu'on y eût aperçu nager des parties de résine. Le résidu liquide, étendu alors d'une certaine quantité d'eau, et ensuite filtré, fut mêlé avec de l'acétate de plomb. Il se produisit un précipité jaune abondant de *daphnate* de plomb. Ce précipité ayant été soumis à l'action d'un courant de gaz hydrogène sulfuré, le plomb en fut séparé, laissant la daphnine en petits cristaux transparents. Ces cristaux ont une certaine durée, une couleur grisâtre, et une saveur très-amère. Lorsqu'ils sont chauffés, ils se résolvent promptement en vapeurs piquantes. La daphnine est à peine soluble dans l'eau froide, mais davantage, quoique modérément, dans l'eau bouillante. Il a été établi que sa dissolution n'est pas précipitée par l'acétate de plomb. Cependant, c'est l'emploi de l'acétate de plomb dans le procédé, qui donne lieu au précipité d'où l'on obtient la daphnine.

DATHOLITE. Ce minéral, de la famille des borosilicates, forme avec le *datholite botroïdal*, ou *botryolite*, les deux espèces dont cette famille est composée. Le datolite commun est d'un blanc de nuances diverses, et d'un gris verdâtre, inclinant au vert céladon; on le rencontre en concrétions distinctes à gros et à petits grains, et cristallisé. Sa forme primitive est un prisme droit à base rhombe, dont les angles sont de $109^{\circ} 28'$ et $70^{\circ} 32'$. Les principales formes secondaires sont le prisme oblique surbaissé à quatre faces, et le prisme rectangulaire à quatre faces avec aplatissement en pointe sur les extrémités, et quatre plans qui reposent sur les plans latéraux. Les cristaux sont petits et en druses. L'éclat est luisant et vitreux. Le clivage est imparfait, parallèle aux plans latéraux du prisme; la cassure est inégale à grains fins, ou imparfaitement conchoïde. Ce minéral est translucide ou transparent, aussi dur que l'apatite, très-cassant, et difficilement frangible. Sa pesanteur spécifique est de 2,9. Exposé à la flamme d'une bougie, il devient opaque et alors friable entre les doigts. Au chalumeau, il se boursouffle en une

masse d'un blanc laiteux, et ensuite il fond en un globule d'un rose pâle. Le datholite est composé, suivant Klaproth, de silice 36,5, chaux 35,5, acide boracique 24,0, eau 4, avec trace de fer et de manganèse. Il est accompagné, à la mine de Nodebroe, près Arendal en Norvège, de spath calcaire grenu lamelleux à grandes lames. Il ressemble à la phrenite; mais il s'en distingue par son éclat vitreux, sa cassure compacte, en ce qu'il est moins dur, et qu'il devient électrique, étant chauffé. *Jameson.*

DATHOLITE BOTROIDAL. (*Voyez BOTRYOLITE.*)

DATURA. Végéto-alcali, obtenu du datura stramoine.

DÉCANTATION. Opération qui a pour objet de séparer, en inclinant doucement le vase qui contient un liquide, la portion plus claire, après que les parties plus grossières, ou qu'une matière solide s'en est déposées.

DÉCOCTION. On emploie ce terme pour indiquer qu'une substance ayant été soumise à l'action d'un liquide bouillant, ce liquide s'est chargé par l'ébullition de certains principes solubles contenus dans la substance. On donne aussi le nom de décoction au liquide qui a bouilli; ainsi l'on dit une décoction de l'écorce, ou autres parties de végétaux, de chair, etc.

DÉCOMPOSITION. On entend actuellement par ce mot la séparation les unes des autres des parties composantes des corps, ou la réduction des corps à leurs éléments.

La décomposition des corps constitue en très-grande partie la science de la chimie. Il paraît probable, d'après les effets qui nous sont connus, qu'elle a rarement lieu entièrement, que par suite de quelque combinaison ou composition qui s'est effectuée. Il serait difficile de citer un exemple de la

séparation de l'un des principes quelconques de corps ayant eu lieu, si ce n'est en conséquence d'une combinaison nouvelle. Les seules exceptions semblent consister dans celles de ces séparations qui sont opérées par la chaleur et l'électricité voltaïque.

DÉCRÉPITATION. C'est le bruit de pétilllement et de craquement qui se fait entendre lorsque plusieurs sels étant chauffés brusquement, il en résulte un écartement violent, et une séparation rapide de leurs molécules. Ce phénomène a été attribué, par le docteur Thomson et autres auteurs d'ouvrages de chimie, à la conversion subite en vapeur de l'eau que ces sels contiennent. Mais le sulfate de baryte même, auquel on applique cette explication de la décrépitation, est l'exemple le plus évident qu'elle est fautive; car le sulfate de baryte absolument sec décrépité très-fortement sans aucune formation possible de vapeur, ou aucune perte de poids. La même observation s'étend au sel commun, au spath calcaire, et au sulfate de potasse, qui ne contiennent pas d'eau.

Dans le fait, ce sont les sels anhydres, ou dépourvus d'eau, qui décrépitent avec le plus d'énergie; ceux qui en contiennent entrent généralement en liquéfaction lorsqu'ils sont chauffés. Les sels décrépitent par la même cause qui fait éclater le verre, le quartz et la fonte de fer; c'est-à-dire, à raison de l'inégale dilatation des lames qui les composent, en conséquence de ce qu'ils sont conducteurs imparfaits de la chaleur. On peut souvent reconnaître ainsi le véritable clivage de minéraux, car ils s'éclatent et se séparent par la chaleur, à leurs fentes naturelles.

DÉFLEGMATION. On appelle ainsi toute opération dont le but est de dépouiller des corps de l'eau ou d'une partie de l'eau qu'ils peuvent contenir.

DÉLIQUESCENCE. C'est le phénomène que présentent

certaines substances salines, qui, étant exposées à l'air, y prennent spontanément l'état liquide à raison de l'eau qu'elles lui enlèvent et qu'elles absorbent.

DELPHINE. Alkali végétal nouveau, récemment découvert par MM. Lassaigne et Feneulle dans le *delphinium staphysagria*, ou staphysaigre. Ce nouvel alcali s'obtient ainsi.

Après avoir mis des semences de la staphysaigre mondées de leurs enveloppes à l'état de pulpe, par trituration dans un mortier, on les fait bouillir avec un peu d'eau distillée, et l'on passe le tout à travers un linge. La décoction étant alors filtrée, on en continue pendant quelques minutes l'ébullition avec de la magnésie pure. Après avoir filtré de nouveau, et le résidu sur le filtre ayant été bien lavé, on le met en digestion dans de l'alcool rectifié bouillant, qui dissout l'alcali. En évaporant alors la dissolution alcoolique, on obtient une substance blanche pulvérulente, offrant quelques points cristallins, et cette substance est la delphine.

On peut se la procurer aussi en soumettant à l'action de l'acide sulfurique faible, les semences broyées, mais non mondées. On précipite la dissolution du sulfate ainsi formé par le sous-carbonate de potasse. On sépare ensuite de ce précipité, au moyen de l'alcool, l'alcali végétal dans un état impur.

La delphine pure obtenue par le premier procédé, est sous la forme d'une poudre blanche qui cristallise lorsqu'elle est humide, mais qui devient opaque par son exposition à l'air. Sa saveur est amère et âcre. Chauffée, elle se fond, et par le refroidissement, elle redevient dure et cassante comme de la résine. Si l'on continue à la chauffer un peu plus fort, elle noircit et est décomposée. La delphine se dissout en très-petite quantité dans l'eau. L'alcool et l'éther la dissolvent très-facilement. La dissolution alcoolique verdit le sirop de violette, et rétablit la couleur bleue de la

teinture de tournesol rougie par un acide. La delphine forme avec les acides des sels neutres solubles. Les alcalis la précipitent sous la forme d'une gelée blanche, semblable à l'alumine.

Le sulfate de delphine, évaporé à l'air libre, ne cristallise pas; mais il se dessèche en une masse transparente semblable à de la gomme. Il se dissout dans l'alcool et dans l'eau; et sa dissolution a une saveur amère, puis âcre. Dans le circuit voltaïque, cette dissolution est décomposée, la substance alcaline qu'elle contient se précipitant au pôle négatif.

Le nitrate de delphine, évaporé à siccité, présente une masse cristalline jaune. Traitée par un excès d'acide nitrique, elle se transforme en une matière jaune peu soluble dans l'eau, mais se dissolvant dans l'alcool bouillant. La saveur de cette dissolution est amère; la potasse, l'ammoniaque et l'eau de chaux n'y occasionnent pas de précipité. Ce nitrate ne paraît plus contenir d'acide nitrique, quoiqu'il ne manifestant pas de propriétés alcalines. En le traitant par de nouvelles doses d'acide nitrique, on ne peut parvenir à le détruire, et il ne forme point d'acide oxalique. La strychnine et la morphine prennent une belle couleur rouge par l'acide nitrique, effet qui n'a jamais lieu avec la delphine.

Le muriate est très-soluble dans l'eau.

L'acétate de delphine neutre ne cristallise point; mais il se dessèche en une masse transparente dure, d'une saveur amère, et ensuite âcre. Il est facilement décomposé à froid par l'acide sulfurique.

L'oxalate de delphine est sous la forme de feuillets blancs, ressemblant par sa saveur, aux sels précédents.

La delphine calcinée avec de l'oxide de cuivre, ne donna aucun autre gaz que de l'acide carbonique. Cet alcali nouveau existe dans les semences de la staphysaigre en combinaison avec l'acide malique, et accompagnée des principes suivans :

1.° Un principe amer brun, précipitable par l'acétate de plomb.

- 2.° Huile volatile.
- 3.° Huile grasse.
- 4.° Albumine.
- 5.° Matière animalisée.
- 6.° Muqueux.
- 7.° Mucoso sucré.
- 8.° Principe amer jaune, non précipitable par l'acétate de plomb.
- 9.° Sels minéraux. *Annales de Chimie et de Physique*, Vol. XII, p. 358.

DELPHINITE. (*Voyez PRISTACITE.*)

DÉPHLOGISTIQUÉ. Terme employé dans l'ancienne chimie, signifiant dépouillé de phlogistique ou du principe inflammable. Ce terme est à-peu-près synonyme de celui dont on se sert aujourd'hui pour exprimer *oxigéné* ou *oxidé*.

DÉPHLOGISTIQUÉ (AIR). C'est le gaz oxigène.

DESSICATION. Opération par laquelle on enlève l'eau à des matières solides. Le moyen le plus élégant de remplir cet objet, consiste à faire emploi de la machine pneumatique et d'acide sulfurique, ainsi qu'on en a donné l'explication à l'article **CONCÉLATION**.

DÉTONATION. On désigne par ce mot une combustion ayant subitement et rapidement lieu avec explosion.

DIALLAGÉ. C'est une espèce du genre schiller-spath ou spath chatoyant. La couleur de cette pierre est le vert pré. Elle se présente en masse ou disséminée, avec éclat luisant et nacré, et clivage imparfaitement double; elle est translucide, plus dure que le spath, cassante. Sa pesanteur spé-

cifique est de 3,1. Au chalumeau, la diallage se fond en un émail gris ou verdâtre. Ses parties constituantes sont, d'après l'analyse de M. Vauquelin, 50 silice, 11 alumine, 6 magnésie, 13 chaux, 5,3 oxide de fer, 1,5 oxide de cuivre, 7,5 oxide de chrome. La diallage se rencontre dans l'île de Corse et en Suisse, accompagnée de saussurite. C'est le *verde di Corsica* des artistes, qui la façonnent en pierres de bagues et tabatières; il paraît que la smerag dite de Saussure est de la même espèce.

La diallage, dans la roche dont elle fait une des parties constituantes essentielles, a été décrite sous le nom de *gabbro*.

DIAMANT. Ses couleurs les plus ordinaires sont le blanc et le gris; on en trouve aussi de couleurs rouge, brun, jaune, vert, bleu et noir. Les diamans de ces deux dernières couleurs sont rares. Le diamant, lorsqu'il est taillé, offre dans le rayon solaire, un jeu agréable de couleurs. Il se présente en morceaux roulés, et aussi cristallisé, 1.^o en octaèdre, dans lequel chaque plan est incliné au plan adjacent sous un angle de $109^{\circ} 28' 16''$. Les faces sont ordinairement curvilignes. Cette forme est celle primitive et fondamentale du diamant. 2.^o En une pyramide trièdre simple, tronquée sur tous les angles. 3.^o En un segment de l'octaèdre. 4.^o En un cristal double ou conjoint. 5.^o En octaèdre, dont tous les bords sont tronqués. 6.^o En octaèdre, dont tous les bords sont en biseau comprimé. 7.^o En dodécaèdre à plans rhombes. 8.^o En octaèdre à faces convexes, dont chacune se partage en trois faces triangulaires, formant en tout vingt-quatre facettes. 9.^o En octaèdre, dans lequel chaque face convexe est partagée en six, formant en tout quarante-huit facettes. 10.^o En dodécaèdre à plans rhombes, dont les rhombes sont partagés diagonalement. 11.^o En une pyramide trièdre double comprimée. 12.^o En une pyramide trièdre très-comprimée, avec faces convexes, de forme cylindrique. 13.^o En pyramide

héxaèdre double très-comprimée. 14.* En cube tronqué sur les bords. Les cristaux du diamant sont petits, leur surface est rude au toucher, inégale, ou striée. A l'extérieur, le diamant est très-éclatant ; à l'intérieur c'est l'éclat adamantin parfait, ou plutôt, c'est l'éclat particulier qui le caractérise, et qui porte son nom. Son clivage est octaèdre, ou parallèle aux côtés d'un octaèdre. Sa cassure est lamelleuse. Les fragmens ont la forme de l'octaèdre ou du tétraèdre. Le diamant est demi-transparent ; sa réfraction est simple ; il raye tous les minéraux connus ; il donne une raclure grise, et il est assez aisément frangible. Sa pesanteur spécifique est de 3,4 à 3,6. Il consiste en carbone pur, ainsi qu'il va être démontré. Lorsqu'il est frotté, quel que soit l'état brut ou poli de sa surface, il manifeste l'électricité vitrée, tandis que c'est l'électricité résineuse que donne le quartz brut. Il devient phosphorescent par son exposition au soleil, ou par le choc électrique, et il reluit avec éclat de feu. Le diamant n'est surpassé dans son pouvoir de réfracter la lumière, que par la mine de plomb rouge et l'orpiment. Il réfléchit toute la lumière tombant sur sa surface postérieure sous un angle d'incidence excédant $24^{\circ} 13'$, d'où résulte son plus grand éclat. Les gemmes artificielles réfléchissent la moitié de cette lumière. On rencontre au Brésil le diamant engagé en grains et en cristaux dans un sable siliceux, gisant sur la chlorite et le schiste argileux. Le diamant se trouve dans l'Inde au-dessous de couches d'argile rouge ou d'un noir bleuâtre ; on le rencontre aussi et dans l'Inde et au Brésil dans des terrains d'alluvion.

Le diamant est le plus précieux de tous les minéraux ; le docteur Wollaston a publié, avec cette sagacité qui le distingue, dans les *Phil. Trans.* pour 1816, des observations intéressantes sur l'emploi des diamans par les vitriers, pour couper le verre et les glaces.

Le poids, et par conséquent la valeur des diamans, s'exprime par carats, dont chacun équivaut à quatre grains

(26 centig.) ; et le prix d'un diamant, comparé à celui d'un autre égal en couleur, en transparence, en pureté, et de même forme, etc., est comme les carrés de leurs poids respectifs. Le prix moyen des diamans bruts qui méritent d'être travaillés, est de 2 L. (environ 50 francs) pour le premier carat. La valeur d'un diamant taillé étant égale à celle d'un diamant brut de poids double, indépendamment du prix de la main-d'œuvre, un diamant travaillé, du poids

de	1 carat, coûtera		200 f.
de	2 <i>idem.</i>	 $2^2 \times 200 =$	800
de	3 <i>idem.</i>	 $3^2 \times 200 =$	1,800
de	4 <i>idem.</i>	 $4^2 \times 200 =$	3,200
de	100 <i>idem.</i>	 $100^2 \times 200 =$	2,000,000

Cette règle, cependant, ne s'étend pas aux diamans dont le poids excède 20 carats (5,20 grammes) ; ceux plus gros sont accordés à des prix inférieurs à la valeur qu'ils auraient d'après ce calcul. Le diamant d'un blanc de neige est celui que les joailliers estiment au plus haut prix. Il est transparent et pur, on le distingue en l'appelant diamant de la première eau.

D'après la force réfringente énergique du diamant, MM. Biôt et Arago supposaient qu'il pouvait contenir de l'hydrogène. En considérant la manière d'agir du potassium sur ce corps, et qu'il n'est pas conducteur de l'électricité, sir H. Davy insinua, dans sa troisième leçon bakérienne, qu'il pouvait y avoir présence dans le diamant d'une très-petite portion d'oxygène ; et dans ses nouvelles expériences sur les composés fluoriques, il énonça l'idée qu'il était possible que ce corps fût le carbone-principe, combiné avec quelque élément nouveau, léger et subtil, de la classe de l'oxygène et du chlore. Pendant le séjour qu'il fit à Florence, en mars 1814, ce chimiste distingué fit plusieurs expériences sur la combustion du diamant et de la plombagine, en employant, à cet effet, la grande lentille déposée dans le cabinet d'histoire naturelle de ladite ville,

la même dont on s'était servi dans les premiers essais sur l'action de la chaleur solaire sur le diamant, essais qui furent faits en 1694 par les ordres de Cosme III, grand-duc de Toscane. Sir H. Davy entreprit depuis, à Rome, une suite de recherches sur la combustion de différentes espèces de charbon. Le mode d'investigation qu'il adopta à ce sujet, était particulièrement élégant, et il le conduisit aux résultats les plus décisifs.

Sir H. Davy trouva, qu'en chauffant fortement un diamant à l'aide des rayons solaires réunis par la lentille, dans une capsule mince de platine, perforée d'un assez grand nombre d'ouvertures pour que l'air y circulât librement, il s'enflammait et continuait de brûler avec une flamme d'un rouge brillant non vacillante, visible à la plus vive clarté du soleil, même après avoir été retiré du foyer de la lentille. Et en effet, quelque temps après que des diamans, sur lesquels ils opéraient, étaient mis hors du foyer, un fil de platine qui les attachait à la capsule, était fondu, quoique leur poids ne fût que d'environ 12 centigrammes. L'appareil dont sir H. Davy faisait usage, consistait dans deux globes de verre net de la capacité de 150 à 655 centimètres cubes, ayant de seules ouvertures auxquelles étaient adaptés des robinets. A l'une des extrémités du robinet était attaché un petit cylindre creux de platine, monté avec la capsule un peu perforée pour contenir le diamant; au moment de faire l'expérience, le globe, muni de la capsule contenant la substance à brûler, était vidé d'air, au moyen d'une excellente machine pneumatique; et alors on y introduisait de l'oxygène pur provenant du chlorate de potasse. Le changement de volume qui avait lieu dans le gaz pendant la combustion, s'estimait après qu'elle avait cessé, au moyen d'un tube délié, auquel était joint un robinet; tube qui s'adaptait à l'aide d'une vis convenable, au robinet du globe, et l'on jugeait de l'absorption par la quantité de mercure que recevait le tube; ce qui donnait une mesure tellement exacte, qu'aucune altération de

volume, quelque minutieuse qu'elle fût, ne pouvait échapper à l'observation. Sir H. Davy s'était préalablement assuré qu'une quantité d'humidité, ne s'élevant qu'à un demi-milligramme, était rendue évidente en se déposant sur une surface polie de verre; car un morceau de papier, pesant 64 milligrammes, ayant été introduit dans un tube d'environ 66 centimètres cubes de capacité, qui fut légèrement chauffé à l'extérieur par une bougie, on aperçut immédiatement une rosée sur la surface intérieure du verre, quoique le papier, pesé à une balance qui trébuchait à un demi-milligramme, n'indiquât aucune diminution appréciable.

Les diamans furent toujours chauffés au rouge avant d'être introduits dans la capsule. Pendant leur combustion, le globe de verre fut maintenu froid, en y appliquant de l'eau, à la partie immédiatement au-dessus de la capsule où la chaleur était la plus grande.

Il est démontré par les résultats de ces différentes expériences, conduites avec la plus minutieuse précision, que par sa combustion, le diamant ne fournit aucune autre substance que du gaz acide carbonique pur; et que cette combustion ne consiste simplement que dans une dissolution du diamant dans l'oxygène, sans aucun changement dans le volume des gaz. Il paraît également que dans la combustion des différentes espèces de charbon, il y a de l'eau produit; et que, d'après la diminution du volume de l'oxygène, il y a tout lieu de croire que l'eau est formée par la combustion de l'hydrogène existant dans le charbon fortement chauffé au rouge. Comme le charbon provenant de l'huile de térébenthine ne laisse point de résidu, on ne peut assigner à d'autre cause qu'à celle de la présence d'hydrogène la diminution occasionnée dans le volume du gaz pendant sa combustion.

La seule différence chimique apercevable, entre le diamant et le charbon le plus pur, est que ce dernier corps contient une portion extrêmement petite d'hydrogène. Mais comment une quantité d'un élément qui, dans quelques cas, ne s'élève

pas à un cinquante-millième du poids de la substance, peut-elle occasionner une différence aussi grande dans les caractères physiques et chimiques ? L'opinion de Tennant, que cette différence dépend de la cristallisation, paraît être exacte et bien fondée. Les corps solides transparens sont, en général, non conducteurs de l'électricité, et il est probable que les mêmes arrangemens corpusculaires, qui donnent à la matière le pouvoir de transmettre et de polariser la lumière, ont également de la connexité avec ses rapports à l'égard de l'électricité. Ainsi l'eau, les hydrates des alcalis et un certain nombre d'autres corps qui, étant liquides, conduisent l'électricité, deviennent, dans leur forme de cristaux, non conducteurs.

La propriété qu'a le charbon d'être plus inflammable que le diamant, peut s'expliquer en considérant qu'il est d'une texture beaucoup moins serrée, et qu'il contient de l'hydrogène. Mais le diamant paraît brûler dans l'oxygène avec autant de facilité que dans la plombagine, de manière qu'au moins une distinction supposée exister entre le diamant et les substances charbonneuses ordinaires, se trouve écartée par ces recherches de sir Davy. La faculté, dont jouissent certaines substances charbonneuses, d'absorber les gaz, et de séparer des fluides leurs matières colorantes, est probablement un effet mécanique et dépendant de leur structure organique poreuse; car c'est dans le charbon végétal et animal que cette faculté s'exerce au plus haut degré, tandis qu'elle ne réside pas dans la plombagine, le coack, ou dans l'anhracite.

La nature de la différence chimique qui existe entre le diamant et d'autres substances charbonneuses, peut se démontrer en mettant ces corps à l'état d'ignition dans le chlore. Avec les substances charbonneuses, il se produit de l'acide muriatique (hydrochlorique), ce qui n'a pas lieu avec le diamant. La vapeur acide rendue visible dans le premier cas, est due à ce que l'humidité présente dans le chlore, s'unit avec le gaz acide hydrochlorique sec. Mais le charbon, après

qu'il a été mis à l'état d'ignition dans le chlore, n'a éprouvé aucune altération dans sa faculté d'être conducteur, ou dans sa couleur. Cette circonstance est, en faveur de l'opinion, que la très-petite quantité d'hydrogène présente dans le charbon n'est pas la cause de la grande différence qui existe entre les propriétés physiques de ce dernier corps et le diamant.

Il ne paraît pas qu'on ait eu connaissance qu'il ait été payé au-delà de trois millions sept cent cinquante mille francs, pour l'achat d'un diamant.

DIGESTEUR. On appelle ainsi la *marmite de Papin*, portant le nom de ce physicien français, qui l'inventa au commencement du siècle dernier. Cette marmite, ou digesteur, consiste dans un vase très-fort de cuivre ou de fer, avec un couvercle de métal que l'on y maintient fixé par le moyen d'une ou de plusieurs vis de pression; on peut placer entre le vase et son couvercle des morceaux de papier ou de feutre afin de le fermer hermétiquement. Il a été adapté à ce couvercle une soupape à petite ouverture, qui peut être plus ou moins chargée, soit de poids effectifs, soit au moyen d'un appareil établi sur le même principe que la balance romaine.

L'emploi de ce digesteur a pour objet de prévenir toute perte de chaleur par évaporation. La force expansive de la vapeur de l'eau chauffée dans ce vase est augmentée à un haut degré.

DIGESTION. Opération par laquelle on expose une substance quelconque à l'action lente d'un dissolvant, en n'aidant cette action que par une douce chaleur.

DIGESTION. Fonction en vertu de laquelle les matières alimentaires sont converties en *chyme* dans l'estomac des animaux, par le pouvoir dissolvant du suc gastrique. Il a été fait en dernier lieu des recherches intéressantes sur ce sujet par le docteur Wilson Philip et le docteur Prout.

Phénomènes, etc., de digestion dans un lapin. On fit manger à un lapin, qu'on avait tenu privé de toute nourriture pendant douze heures, un mélange de son et d'avoine. Ce lapin ayant été tué environ deux heures après, l'examen qu'on en fit immédiatement, et pendant qu'il était encore chaud, donna lieu aux observations suivantes. L'estomac était modérément distendu par une matière pulpeuse, consistant dans l'aliment réduit à l'état de division extrême, et mêlé si intimement, qu'il eût été difficile d'y reconnaître les différentes substances dont il était composé. Cependant, la fonction digestive ne paraissait pas s'être également opérée dans toute la masse; mais elle semblait s'être bornée principalement aux superficies, ou à ce qui était en contact avec l'estomac. Cette masse avait une odeur particulière et difficile à décrire, mais qu'on pourrait désigner comme étant fade et désagréable. En la soumettant, enveloppée dans un morceau de linge, à une pression médiocre, il s'en écoula au-delà de 15 grammes pesant de liquide d'un brun rougeâtre, faisant passer instantanément et très-fortement au rouge le papier de tournesol. Cette substance opérait très-promptement la coagulation du lait; et malgré cela, elle semblait avoir la propriété de redissoudre le caillé, en le convertissant en une substance liquide, qui ressemblait beaucoup en apparence au lait lui-même. Il n'était coagulé ni par la chaleur, ni par les acides; et enfin, il ne présentait aucun caractère évident d'un *principe albumineux*. Ce liquide ayant été évaporé à siccité, et le résidu brûlé, il laissa des traces très-abondantes d'un muriate alcalin avec des traces légères d'un phosphate et d'un sulfate alcalins; et aussi des sels terreux divers, comme sulfate, phosphate et carbonate de chaux.

« La première chose, dit le docteur Prout, qui frappe la vue à l'inspection des estomacs de lapins qui ont tout récemment mangé, est que cette nourriture nouvelle ne se trouve jamais mêlée avec l'ancienne. On voit toujours la première au centre, entourée de tous côtés de la nourriture ancienne,

si ce n'est, cependant, que sur la partie supérieure, entre la nourriture nouvelle et la courbure plus petite de l'estomac, il y a quelquefois un peu ou point de nourriture ancienne. Si l'ancienne et la nouvelle nourritures sont d'espèces différentes; et que l'animal ait été tué après avoir pris la dernière, à moins qu'il ne se soit écoulé beaucoup de temps depuis, la ligne de séparation est parfaitement évidente, de manière que la nourriture ancienne peut être enlevée sans déranger la nourriture nouvelle.

« Il paraît, qu'à mesure que l'aliment est digéré, il est porté le long de la grande courbature, où le changement est rendu plus parfait à la région du pilore. La couche de l'aliment qui avoisine la surface de l'estomac est la première digérée. En proportion de ce que cette couche éprouve le changement convenable, elle est entraînée par l'action musculaire de l'estomac, et remplacée par la couche la plus près d'elle qui doit subir le même changement. Ainsi s'établit un mouvement continu de passage vers le pilore de la partie de l'aliment près de la surface de l'estomac, et du rapprochement des parties plus centrales de la surface ».

Le docteur Philip a remarqué que c'est la grande extrémité de l'estomac qui se trouve le plus ordinairement attaquée par les fluides digestifs après la mort.

Les phénomènes suivans sont ceux qu'observa le docteur Prout.

Examen comparatif des matières contenues dans les duodenum de deux chiens, dont l'un avait été nourri d'aliment végétal, et l'autre d'aliment animal seulement.

La masse chymeuse provenant de l'aliment végétal (de pain principalement), était composé d'une partie demi-fluide, opaque, d'un blanc jaunâtre, contenant une autre portion de couleur semblable, mais de consistance plus ferme, mêlée avec elle. Sa pesanteur spécifique était de 1,056. Cette masse

ne fournissait de traces ni d'acide ni d'alcali ; mais elle coagulait complètement le lait, à l'aide d'une douce chaleur.

Le chyme provenant de l'aliment animal était plus épais et plus visqueux que celui produit par l'aliment végétal, et sa couleur tendait davantage au rouge. Sa pesanteur spécifique était de 1,022. Il n'offrait pas de traces d'acide libre ou d'alcali, et il ne coagulait pas le lait dans les circonstances même les plus favorables.

Des échantillons de ces deux chymes ayant été soumis à l'analyse, on les trouva composés ainsi qu'il suit :

	Chyme provenant de nourriture végétale.	Chyme provenant de nourriture animale.
Eau	86,5	80,0
Principe gastrique, uni avec les ma- tières alimentaires, et paraissant consti- tuer le chyme mêlé avec de la matière excrémentielle	6,0	15,8
Matière albumineuse consistant en partie dans la fibrine de la viande dont l'animal avait été nourri	0	1,3
Principe biliaire	1,6	1,7
Gluten végétal	5,0	"
Matières salines	0,7	0,7
Résidu insoluble	0,2	0,5
	100,0	100,0

Des phénomènes semblables ont été observés dans d'autres cas. Mais lorsque l'animal était ouvert plus long-temps après avoir mangé, le docteur Prout trouva généralement des indices plus évidens de présence de matière albumineuse, non-seulement dans le duodenum, mais encore dans à-peu-près toute l'étendue des intestins grêles. La quantité, cependant, en était extrêmement petite dans le ileum ; et là où cet intestin entre dans le cœcum, on n'apercevait plus de traces de ce principe.

DIOPSIDE. C'est une sous-espèce de l'augite à bords obliques. Sa couleur est le blanc verdâtre. On la rencontre en masse, disséminée, et cristallisée sous les formes suivantes : 1.° En prismes obliques surbaissés à quatre pans. 2.° Le même prisme tronqué sur les bords latéraux aigus, les bords obtus terminés en biseau, et le bord du bisellement tronqué. 3.° En prismes à huit pans. Les plans latéraux plus larges sont striés profondément en longueur, les autres sont unis. Le diopside est éclatant, c'est l'éclat nacré. Sa cassure est inégale ; il est translucide, aussi dur que l'augite. Sa pesanteur spécifique est de 3,3. Il se fond difficilement au chalumeau. Sa composition est, suivant M. Laugier, 57,5 silice, 18,25 magnésie, 16,5 chaux, 6 fer et manganèse. Ce minéral se rencontre dans les Alpes Piémontaises, en filons avec l'épidote ou pistacite et des grenats d'un rouge hyacinthe. C'est l'alalite et la mussite de Bonvoisin.

DIOPTASE. Emeraudine, minéral de cuivre.

DIPYRE. Ce minéral se distingue par les deux caractères suivans : il se fond au chalumeau avec intumescence, et sa poussière, projetée sur des charbons ardents, émet une légère lueur phosphorique. On le trouve en petits prismes fasciculaires, d'un blanc grisâtre ou rougeâtre. Ces cristaux sont brillans et assez durs pour rayer le verre ; leur cassure en longueur est lamelleuse, et celle en travers est conchoïde. Sa pesanteur spécifique est de 2,63. La forme primitive sous laquelle il cristallise paraît être le prisme hexaèdre régulier. Il consiste, d'après l'analyse de M. Vauquelin, en 60 silice, 24 alumine, 10 chaux, 2 eau, et perte 4. Ce minéral a été trouvé à Mauléon dans les Basses-Pyrénées, engagé dans une stéatite blanche ou rougeâtre, mêlé avec du sulfure de fer.

DISTILLATION. Opération qui a pour objet d'élever en

vapeur, et par suite de condenser un liquide, au moyen d'un alambic et de son réfrigérant, ou d'une cornue et d'un récipient. Les anciennes distinctions de distillation *per latus*, *per ascensum* et *per descensum*, ne sont plus en usage; mais on appelle particulièrement *destructive* la distillation par laquelle on soumet des substances organiques, ou leurs produits, à l'action directe du feu, jusqu'à ce que ces corps aient entièrement éprouvé tout l'effet qu'il est possible de produire par la chaleur du fourneau.

On trouvera, à l'article **LABORATOIRE**, un dessin et la description d'un grand alambic d'ingénieuse construction.

Peu le célèbre M. Watt s'étant assuré que les liquides entraient en ébullition dans le *vide* à des températures beaucoup plus basses que sous la pression atmosphérique, il appliqua l'observation de ce fait à la distillation. Mais il paraît, d'après le rapport de l'expérience par le docteur Black, n'avoir pas trouvé qu'il y eût économie de combustible dans l'emploi de ce procédé; car la chaleur latente de la vapeur élevée dans le vide paraissait être considérablement plus grande que celle de la vapeur qui s'élève dans les circonstances ordinaires. M. Henry Tritton a dernièrement imaginé un appareil très-simple pour effectuer la distillation dans le *vide*; et cette opération, quoique ne présentant pas d'économie de combustible, assurait cependant, à raison de la modération de la chaleur, une qualité supérieure pour le goût et le parfum, aux esprits et huiles essentielles distillées. L'alambic a la forme ordinaire; mais au-lieu d'être placé immédiatement sur le feu, il est immergé dans un vaisseau contenant de l'eau chaude. Le tuyau, ou bec partant du chapiteau recourbé en bas, se termine dans un cylindre ou baril de métal plongeant dans un réservoir de liquide froid. Du fond de ce cylindre part un tuyau qui communique à un autre de dimensions un peu plus grandes, qui est entouré d'eau froide, et muni à son extrémité supérieure d'une pompe à faire le vide.

Le tuyau du fond de l'alambic destiné à le vider, et celui du fond de chaque cylindre ou baril, sont garnis de robinets. Il s'ensuit, qu'en faisant le vide, le liquide distillera rapidement, lorsque le corps de l'alambic est entouré d'eau bouillante. Si l'on désire retirer une portion de la liqueur distillée, on ferme le robinet du fond du premier récipient, de manière, qu'en ouvrant celui du second, afin de le vider, le vide est maintenu dans l'alambic. Il est évident, que le premier récipient peut être entouré d'une portion du liquide à distiller, ainsi que je l'ai déjà expliqué en traitant de l'alcool. On peut, par ce moyen, opérer avec la plus grande économie.

Le terme *distillation* s'applique souvent, en Angleterre, à tout procédé ayant pour objet de convertir le malt, ou autre matière sucrée, en esprits ou alcool.

Le *whisky* ou esprit retiré de la drèche, se prépare en faisant infuser une partie de smalt bruisiné avec de quatre à neuf parties de farine d'orge et une proportion d'avoine correspondante à celle du grain cru, avec 48 à 50 litres d'eau à 65° centigrades par chaque quantité de 30 litres du mélange farineux. En agitant alors la liqueur, soit avec des brassoirs qu'on fait mouvoir à la main, ou à l'aide d'une mécanique, pour briser et délayer les mottes de farine, on forme le mélange ou *fardeau*. Cette opération continue pendant deux heures ou plus, suivant la proportion de l'orge non malté; pendant tout ce temps, on a soin de maintenir la température du mélange par l'affusion de 25 à 30 litres additionnels d'eau à quelques degrés au-dessous du terme de l'ébullition. L'infusion appelée *mout* ayant progressivement acquis une saveur plus sucrée, on la laisse reposer pendant deux heures, après quoi on en retire de la partie supérieure de la cuve un tiers environ du volume de l'eau employée. On introduit alors dans la liqueur qui reste, environ 32 litres de plus d'eau, à la température un peu au-dessous de celle de 94° centigrades, et après *infusion* pendant à-peu-

près une demi-heure avec agitation, on la laisse déposer pendant une heure et demie, et alors on la retire. Quelquefois on fait une troisième infusion d'eau bouillante égale à la première, infusion que généralement on réserve pour être mise sur une *farine* nouvelle; ou, si l'on se borne à la seconde infusion, on concentre alors la liqueur par ébullition, et l'on y ajoute les premières. En Ecosse, la loi suppose que le distillateur extrait environ 56 litres par cent d'esprits d'un

pesanteur spécifique de 0,91917, ou de 1 à 10 au-dessus de preuve, et il doit payer le droit en conséquence; il s'ensuit, que son mout doit avoir au-moins la force de 20 kilogrammes environ de matière saccharine par baril avant de le mettre dans le tonneau à fermenter, et la loi ne permet pas que sa force excède celle de 28 kilogrammes. Chaque quantité de quatre ^{kil.} litres de l'esprit ci-dessus, contient 1,7 d'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,825, et exige, pour être produit, la décomposition complète de deux fois cette quantité, ou de 3,4 kilogrammes de sucre. Mais puisque, dans cette décomposition on ne peut jamais compter sur plus des quatre cinquièmes de la matière saccharine du mout, il faut ajouter un cinquième aux 3,4 kilogrammes, et l'on aura 4,2 kilogrammes pour le poids de la matière sucrée, équivalant dans la pratique à quatre litres de l'esprit légal. Il en résulte, que le distillateur est forcé d'élever la force de son mout jusqu'à celle de 26 kilogrammes par baril, à l'indication de son saccharomètre. Cette concentration est à regretter comme matériellement nuisible au goût de l'esprit. Les mouts plus fins de la Hollande donnent à leurs alcools une supériorité décidée. A 23 kilogrammes par baril, nous devrions avoir 12 pour cent d'esprit de la qualité légale.

Pour prévenir l'acidification, il convient de ramener, aussi rapidement que possible, la température des mouts à celle convenable pour la fermentation de 18 ou 20° centigrades. Il faut donc les décanter aussitôt, au moyen d'une pompe, de la cuve-matière dans des réservoirs de bois d'une grande

étendue, de 50 à 75 millimètres de profondeur, dans lesquels ils sont exposés dans des ateliers ouverts, à l'air froid; ou bien on fait parcourir à ces mouts les circonvolutions d'un tuyau immergé dans de l'eau froide. Le mout étant alors reporté dans la tonne à fermenter, on y introduit de la levure, et l'on en ajoute successivement pendant trois jours par portions à-peu-près égales, s'élevant au total à environ 2 litres par boisseau, ou 32 litres de matière farineuse. La température s'élève dans trois ou quatre jours à son maximum de 27 degrés centigrades, et au bout de dix ou douze jours, la fermentation a complètement eu lieu, les tonnes ayant été tenues couvertes pendant la moitié de cet espace de temps. Les distillateurs ne retirent pas la levure de leurs tonnes à fermentation; mais ils la laissent se déposer, dans la supposition qu'elle augmente la quantité d'alcool.

La pesanteur spécifique de la liqueur est probablement alors devenue de 1,060, celle du mout équivalente à environ 20 kilogrammes par baril, de 1,005 ou de 1,000; et cette liqueur consiste en un mélange d'alcool et de matière saccharine et farineuse non décomposée; plus la proportion de l'alcool est grande, moins le sucre éprouvera de changement, ce qui fait voir combien les lois actuelles sur la distillation sont impolitiques.

Lorsqu'il y a quelques années, le fabricant ne payait un droit que d'après le jaugeage de son alambic, il était de son intérêt d'accélérer le plus possible son travail. C'est ce qui porta quelques distillateurs ingénieux d'Ecosse à imaginer la forme d'alambic et de fourneau décrits à l'article **LABORATOIRE**. Ils parvinrent ainsi à travailler dans moins de quatre minutes une recharge d'alambic de plus de 300 litres, opération qui, peu d'années auparavant, durait plusieurs jours, et que les fermiers vigilans de l'impôt établi par la loi, après investigation récente, n'estimaient possible que dans huit minutes. Cependant la consommation du combustible était considérable. Les droits sur le produit de l'esprit étant aujourd'hui allégés,

la contestation, relativement à la durée du temps du travail, n'a plus lieu. On a supposé, mais sans fondement suffisant, je pense, que la promptitude de la distillation nuit à la qualité de l'esprit. Cette qualité dépend, presque entièrement, suivant moi, de la manière dont la fermentation préalable a été conduite.

Dans la distillation de l'esprit retiré du mout fermenté, on se sert d'un hydromètre pour s'assurer des progrès de sa force, et lorsqu'elle s'est affaiblie à un certain degré, on arrête l'opération en ouvrant le robinet du tuyau qui sort du fond de l'alambic, d'où l'on retire ainsi le liquide épuisé. Il est généralement d'usage d'introduire dans l'alambic un morceau de savon, dont le principe huileux s'étendant sur la surface de la liqueur en ébullition, rompt les grosses bulles, et arrête ainsi la tendance du liquide à monter en écume. La pesanteur spécifique des esprits de première distillation, est d'environ 0,975, et ils contiennent environ 20 pour cent d'alcool de la pesanteur spécifique de 0,825. La redistillation de ces esprits donne un esprit ardent, que la présence d'un peu d'huile rend laiteux et impur. Le produit de cette seconde distillation s'ajoute aux esprits provenans de la première. Ce qui passe ensuite est de l'esprit clair reçu dans un vaisseau jusqu'à ce que sa densité soit diminuée à un certain degré. La liqueur spiritueuse qui reste est mêlée avec des esprits de première distillation, pour être, le tout, distillé de nouveau.

La loi défend au fabricant d'expédier de sa distillerie des esprits d'une force excédant celle de 1 à 10 au-dessus de preuve à l'hydromètre d'après lequel on le constate, degré de force corresplant à une pesanteur spécifique de 0,90917, ou d'esprits plus faibles que 1 en 6 sous-preuve, dont la pesanteur spécifique est de 0,9385.

Le mode suivant est, dit-on, celui pratiqué en Hollande pour la fabrication de l'esprit de genièvre.

On fait un mélange de cent parties d'orge malté et de deux

cent parties de farine de riz avec environ 1800 litres d'eau , chauffé à 72 degrés centigrades. Après infusion pendant un temps suffisant, des *farines*, on fait une addition d'eau froide, jusqu'à ce que le mout devienne équivalent à 17 kilogrammes de matière saccharine par baril. On charge alors un vaisseau, de la contenance de 1892 litres de ce mout avec environ 2 litres de levure. La fermentation commence aussitôt, et elle est achevée en 48 heures, temps pendant lequel la chaleur s'élève à 32 degrés centigrades. On introduit le lavage, qui ne doit pas être réduit au-dessous de 4 à 5 kilogrammes de matière saccharine par baril dans l'alambic, avec les grains de genièvre; trois distillations sont nécessaires, et à la troisième, on ajoute quelques baies de genièvre et du houblon pour donner le goût. L'affaiblissement dans la force du mout, de 17 kilogrammes à 6 seulement dans le lavage, indique qu'ici la fermentation est imparfaite et non économique; et nous pourrions, en effet, en conclure ainsi, d'après la petite proportion de levure et l'accélération du procédé de fermentation; d'un autre côté, l'emploi que font les distillateurs d'Écosse, d'une très-grande proportion de levure de *porter* dans un état où il commence à se corrompre, ne peut pas manquer d'être nuisible au goût de leurs esprits.

Le rum est le produit, dans les Indes-Occidentales, de la fermentation du sucre le plus grossier et de la mélasse, qu'on fait dissoudre dans l'eau dans la proportion d'environ cent grammes par litre. La levure provient principalement du *mout* de rum. Les détails qui précèdent font suffisamment connaître la manière d'opérer dans cette modification du procédé.

On fait partout usage aujourd'hui, en Angleterre, de l'hydromètre de Sikes pour la perception des droits établis sur les esprits. Cet instrument consiste, d'abord, dans une tige aplatie d'environ 9 centimètres de long, divisée sur l'un et l'autre de ses côtés, en onze parties égales, dont chacune est subdivisée en deux, l'échelle étant numérotée de 0 à 11. La

tige est soudée dans une boule de laiton de quatre centimètres de diamètre. A la partie inférieure de cette boule est fixée une petite tige conique d'environ trois centimètres de long, se terminant en petit bouton pyriforme lesté, de 12 millimètres de diamètre. L'instrument, construit en laiton, a, au total, environ 17 centimètres de long. Il est accompagné de 8 poids circulaires numérotés 10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, et d'un autre poids ayant la forme d'un parallélépipède. Chaque poids circulaire est coupé dans son centre de manière à pouvoir être placé sur la tige conique inférieure, et qu'on puisse le faire glisser vers le bouton, autant que l'élargissement à cet endroit de la tige conique peut le permettre. Le poids ayant la forme d'un parallélépipède porte une entaille carrée sur l'un de ses côtés, au moyen de laquelle il peut être placé sur le sommet de la tige. En faisant usage de cet instrument, on le plonge dans l'esprit, en le torpant avec la main de s'y enfoncer jusqu'au zéro, et de manière que toute la partie divisée de l'échelle soit mouillée. On se guidera, d'après la force de la main à employer pour le faire ainsi descendre, pour faire choix du poids convenable, et l'on appliquera à la tige conique, en l'y faisant glisser, celui du poids circulaire qui aura été jugé nécessaire. Après avoir alors plongé de nouveau l'instrument et l'avoir immergé comme auparavant jusqu'au zéro, on le laisse s'élever et se mettre en équilibre à la surface de l'esprit à un point quelconque de l'échelle. En examinant avec attention le point où cette surface affleure et tranche la partie de la tige, on y marque le point comme *vu en-dessous*. On ajoute ensuite le numéro ainsi indiqué par la tige au numéro du poids employé, et avec cette somme, en y joignant la température de l'esprit, sa force *pour cent* se trouve dans une table en six pages in-4.^e La force est exprimée, dans cette table, en nombres dénotant l'excès ou le manquant sur le pour cent d'esprit de preuve dans tout essai quelconque, et le nombre lui-même, en reculant ses parties décimales de deux places vers la gauche, devient un facteur par lequel

on multiplie la capacité jaugée du tonneau ou vaisseau de l'esprit; et le produit, ajouté au contenu mesuré si l'esprit est au-dessus de preuve, ou déduit de ce contenu s'il est au-dessous, donnera, pour résultat, la quantité réelle de l'esprit de preuve contenue dans un tel tonneau ou vaisseau.

DOLOMITE. Carbonate magnésien calcaire, dont on a formé quatre sous-espèces.

1.^{re} *Dolomite commune* ou *grenue*. Cette sous-espèce, de couleur blanche, se rencontre en masse et en concrétions distinctes grenues. Son éclat est luisant et nacré. Sa cassure en grand est imparfaitement schisteuse. Cette espèce est faiblement translucide, ayant la dureté du spath fluor. Elle est cassante et d'une pesanteur spécifique de 2,85. Elle fait faiblement effervescence avec les acides. Elle devient phosphorescente sur du fer chauffé, ou par frottement. Ses parties constituantes sont, suivant Klaproth, carbonate de magnésie 46,5, carbonate de chaux 52,08, oxide de manganèse 0,25 et oxide de fer 0,5. On trouve dans l'île d'Iona, dans le groupe de montagnes de Saint-Gothard, dans les Appenins et en Carynthie, des filons de dolomite contenant de la trémolite. On rencontre, suivant Jameson, dans l'île de Ténédos, une belle variété blanche de cette pierre, dont les anciens sculpteurs faisaient emploi.

On remarqua, pour la première fois, dans le palais Borghèse, à Rome, une variété de dolomite *flexible*. Mais les autres variétés de cette pierre, ainsi que la pierre calcaire grenue, peuvent être rendues flexibles en les exposant, pendant six heures, en dalles longues et menues, à une chaleur d'environ 250 degrés centigrades.

2.^e *Dolomite brune* ou *chaux calcaire magnésienne de Tennant*. Ses couleurs sont le gris jaunâtre et le brun jaunâtre. Elle se présente en masse et en très-petites concrétions grenues. A l'intérieur, elle est brillante; sa cassure est esquilleuse. Elle est translucide sur les bords, plus dure que le spath

calcaire, cassante. La pesanteur spécifique de ses cristaux est de 2,8. Elle se dissout lentement, et avec une faible effervescence; et lorsqu'elle a été calcinée, elle est long-temps à réabsorber l'acide carbonique de l'air. Cette espèce de dolomite consiste, suivant Tennant, dans : chaux 29,5, magnésie 20,3, acide carbonique 47,2, alumine et fer 0,8. Elle se rencontre, dans le nord de l'Angleterre, en couches d'une épaisseur considérable et d'une grande étendue, reposant sur la formation de houille de Newcastle. Dans l'île de Man, elle se présente dans une pierre calcaire gisant sur de la grawacke grise; et dans le Fifeshire, elle se trouve dans des roches de trap. Lorsqu'ayant été calcinée on la répand sur un sol, elle empêche la végétation, à-moins que la quantité n'en soit très-petite. On peut rapporter à cette variété une *dolomite flexible*, trouvée près du château de Tintmouth. Elle est d'un gris jaunâtre, passant au jaune de crème, en masse, mate, à cassure terreuse, opaque. Elle est facilement attaquable par le couteau; en lames minces; elle est très-flexible; sa pesanteur spécifique est de 2,54; mais cette pierre est poreuse. Elle se dissout aussi facilement dans les acides que du carbonate de chaux ordinaire; on l'a dit composée de 62 carbonate de chaux et 36 carbonate de magnésie. Lorsqu'on la fait modérément sécher, elle perd sa flexibilité; mais soit qu'elle se présente ou très-humide ou très-sèche, elle est très-flexible.

3.° *Dolomite en colonnes*. Sa couleur est le blanc grisâtre pâle; elle est en masse et en concrétions prismatiques minces. Son clivage est imparfait, et sa cassure inégale. Elle a l'éclat vitreux inclinant à l'éclat nacré. Elle se rompt en fragments aciculaires. Elle est faiblement translucide, cassante; sa pesanteur spécifique est de 2,76. Elle se compose de : carbonate de chaux 51, carbonate de magnésie 47, hydrate carbonaté de fer 1. Cette variété se rencontre en Russie dans la serpentine.

4.° *Dolomite compacte ou gurnhofite*. Sa couleur est le

blanc de neige ; elle se présente en masse. Elle est mate avec cassure conchoïde aplatie. Elle est légèrement translucide sur les bords, demi-dure, difficilement frangible ; sa pesanteur spécifique est de 2,76. Pulvérisée, elle se dissout avec effervescence dans l'acide nitrique chaud. Cette sous-espèce consiste dans : carbonate de chaux 70,5 et carbonate de magnésie 29,5. On la trouve en filons dans des roches de serpentine, près Gurhoff, dans la Basse-Autriche.

E

EAU. Fluide si universellement connu, qu'il paraît à-peine nécessaire d'en donner aucune définition ou description. C'est un liquide très-transparent, qui, n'exerçant sur les substances organiques qu'une action modérée, est favorable à la vie des animaux et des végétaux, au soutien de laquelle, en effet, l'eau est pour les uns et pour les autres indispensablement nécessaire. Il s'ensuit, que l'eau n'agit que légèrement sur les organes des sens, et qu'elle n'y produit, par conséquent, aucune impression, soit de saveur, soit d'odeur. Elle paraît jouir à un très-haut degré de la propriété d'élasticité, et céder à un point apercevable, par condensation, à la pression de l'air, ainsi que Canton le prouva, en renfermant de ce liquide dans un vase de verre ouvert, à col étroit.

La considération de la solubilité, ou de l'insolubilité des corps dans l'eau, constitue en chimie une grande partie de cette science. (*Voyez SEL.*)

La manière dont l'eau se comporte avec la chaleur, a été exposée avec détail aux articles CALORIQUE et TEMPÉRATURE.

L'eau ne sert pas seulement de mesure commune pour les pesanteurs spécifiques, mais encore on peut employer utilement les tables de ces pesanteurs pour mesurer des solides irréguliers. Ainsi, un décimètre cube d'eau étant égal à

mille grammes, les nombres des tables des pesanteurs spécifiques dénotent également le nombre de grammes dans un décimètre cube de chaque substance.

L'eau naturelle se trouve rarement, si ce n'est jamais, parfaitement pure. Les eaux qui coulent à la surface, ou dans l'intérieur de la terre, contiennent des particules diverses, terreuses, salines, métalliques, végétales ou animales, suivant la nature des substances sur ou à travers lesquelles ces eaux passent. Celles de pluie et de neige sont plus pures, quoiqu'elles contiennent aussi ce qui flotte dans l'air, ou ce qui s'est exhalé avec elles dans les vapeurs aqueuses.

On peut juger de la pureté de l'eau par les caractères suivants, ou les propriétés qui distinguent l'eau pure.

1. L'eau pure est plus légère que celle qui ne l'est pas.
2. L'eau pure est plus fluide que celle qui n'est pas d'une pureté parfaite.
3. L'eau pure est incolore; elle n'a ni odeur ni saveur.
4. L'eau pure mouille plus facilement que les eaux appelées eaux dures, qui contiennent des sels métalliques et terreux, et elle est plus douce au toucher.
5. Le savon, ou une dissolution de savon dans l'alcool, se mêle aisément et parfaitement avec l'eau pure.
6. L'eau pure n'est point troublée par une addition de dissolution d'or dans l'acide nitro-muriatique, de dissolution d'argent, de plomb ou de mercure dans l'acide nitrique, ou d'une dissolution d'acétate de plomb dans l'eau.

L'eau, jusqu'à une époque moderne, fut considérée comme étant une substance simple ou élément.

Dans les expériences que le célèbre Macquer fit, en 1776, sur le gaz inflammable, et pour lesquelles il était secondé par Sigault-Lafond, il fut brûlé de ce gaz dans une bouteille, sans explosion, en tenant une soucoupe de porcelaine blanche au-dessus de la flamme. L'intention de Macquer paraît avoir été de s'assurer, par ce moyen, s'il y avait production de fumée fulmineuse; et il observe, que l'endroit de la soucoupe liché

par la flamme était resté parfaitement net et blanc, que seulement il s'est trouvé mouillé de gouttelettes assez sensibles d'une liqueur blanche comme de l'eau, et qui lui a paru, ainsi qu'à son assistant, n'être, en effet, autre chose que de l'eau pure. (*Dictionnaire de Chimie de Macquer*, 2.^e édition, article *gaz inflammable*, vol. 11, pages 314 et 315.) Il ne dit pas s'il chercha à reconnaître, à l'aide d'un réactif quelconque, la pureté de cette liqueur, et il ne fait non plus aucune remarque sur le fait.

Au mois d'octobre 1777, Lavoisier et Berquet, qui n'avaient pas connaissance de cette expérience de Macquer, lequel n'en avait qu'incidemment et d'une manière très-concise, fait mention, firent une expérience dont l'objet était de découvrir ce qui est produit par la combustion du gaz inflammable (hydrogène). Ils enflammèrent cinq ou six pintes de ce gaz dans une bouteille ouverte à large goulot, en projetant dans la flamme de deux onces d'eau de chaux, et en agitant la bouteille pendant tout le temps que dura la combustion. Le résultat de cette expérience fit voir qu'il ne s'était pas produit d'acide carbonique. (*Mémoires de l'Académie de Paris*, 1781, pag. 470.)

Au commencement de 1781, M. John Warltire, encouragé par le docteur Priestley, enflamma, dans un vaisseau de cuivre fermé, un mélange d'air commun et de gaz hydrogène, et il trouva qu'il y avait eu diminution de son poids. Le docteur Priestley enflamma également, avant la même époque, dans un vaisseau de verre fermé, un mélange de gaz hydrogène et oxygène, en présence de M. Warltire. L'intérieur du vaisseau, quoique net et sec avant l'expérience, devint tapissé de rosée et enduit d'une substance fuligineuse. (*Priestley*, v. 395). Ces expériences ayant été répétées depuis par M. Cavendish et le docteur Priestley, ils reconnurent qu'il n'y avait pas eu de diminution de poids, et ils n'aperçurent pas non plus de matière fuligineuse (*). Ces circon-

(*) *Phil. Trans.* LXXIV, p. 126. Le docteur Priestley suppose que

stances doivent donc résulter de quelque imperfection dans l'appareil, ou des matières avec lesquelles les premières expériences furent faites.

Ce fut dans l'été de 1781 que M. Henry Cavendish, s'occupant d'examiner ce que devient l'air perdu par la combustion, entreprit ces expériences intéressantes dont il fut rendu compte à la Société Royale, le 15 janvier 1784 (*). Il brûla 50000 grains (32,375 kilogrammes) en mesure de gaz hydrogène, avec deux fois et demie cette quantité d'air commun, et en faisant passer ce mélange brûlant à-travers un tube de verre d'environ deux mètres de long, il se condensa 135 grains (8,740 grammes) d'eau pure. M. Cavendish fit aussi brûler, dans un vaisseau fermé, un mélange d'environ 1255 grammes, mesure, de gaz oxygène, et d'environ 2400 grammes de gaz hydrogène; la liqueur condensée fut reconnue contenir une petite portion d'acide nitrique, lorsque le mélange de l'air était tel, que l'air brûlé contenait encore une proportion considérable d'oxygène. On peut, dans ce cas, présumer qu'il se combine de l'oxygène avec une portion de l'azote présent.

Cependant, Lavoisier continuait ses recherches, et dans l'hiver de 1781 à 1782, il fit entre autres expériences, et assisté de M. Gingembre, celle qui suit. Après avoir rempli d'hydrogène une bouteille de six pintes, il enflamma le gaz et ajouta dans la bouteille deux onces d'eau de chaux, et elle fut alors aussitôt fermée avec un bouchon de liège que

la matière fuligineuse provenait du mercure, dont on s'était servi en remplissant le vase. *Phil. Trans.* LXXIV, p. 332.

(*) Lavoisier rapporte, que le docteur Blagden, secrétaire de la Société Royale, qui était présent lorsqu'on fit, le 24 janvier 1783, l'expérience principale, consistant à brûler des gaz hydrogène et oxygène dans un vaisseau fermé, l'informa qu'il avait déjà fait la même expérience, et qu'il en avait obtenu de l'eau. (*Mémoires de l'Académie de Paris* pour 1781, p. 472; et aussi *Phil. Trans.* LXXIV, p. 134.

traversait un tube flexible, communiquant à un vaisseau rempli de gaz oxygène. L'inflammation cessa, excepté à l'orifice du tube à-travers lequel l'oxygène passait, et il se manifestait là une belle flamme. La combustion continua très-long-temps, et pendant tout ce temps, l'eau de chaux fut agitée dans la bouteille. Mais cette expérience, ni la même répétée avec de l'eau pure et une faible dissolution alcaline au-lieu d'eau de chaux, ne présentèrent rien de ce qu'on cherchait à connaître, car ces substances n'éprouvèrent pas la moindre altération.

La conclusion de M. Warltire, relativement à l'humidité sur les parois intérieures du vase dans lequel le docteur Priestley enflamma le premier de l'hydrogène et de l'air commun, fut, que ces airs déposaient par combustion l'humidité qu'ils contenaient. Cependant, M. Watt inféra de ces expériences que l'eau est un composé des airs brûlans, qui, par la combustion, ont abandonné leur chaleur latente; et il communiqua sa façon de voir à ce sujet au docteur Priestley dans sa lettre du 28 avril 1783. (*Phil. Trans.*, LXXIV, p. 330).

Il ne paraît pas (en comparant ensemble *Phil. Trans.* Vol. LXXIV, p. 138, et les Mémoires de l'Académie Royale de Paris pour 1781, p. 472 et 474), que la composition de l'eau ait été connue ou admise en France avant l'été de 1783, époque où Lavoisier et M. de Laplace répétèrent, le 24 juin de ladite année, l'expérience de la combustion de l'hydrogène et de l'oxygène dans un vase de verre sur le mercure, en quantité plus grande encore que celle qu'avait brûlée Cavendish. Le résultat fut d'à-peu-près 5 gros (environ 19,17 grammes) d'eau pure.

Monge fit une expérience semblable à Paris, à-peu-près dans le même temps, ou peut-être avant.

Lavoisier procéda alors, conjointement avec Meusnier, à une expérience qui consistait à faire traverser par de la vapeur d'eau un tube de fer rouge de feu; il trouva que le

fer était oxidé, et qu'il y avait eu dégagement d'hydrogène; et la vapeur d'eau qu'il fit traverser d'autres substances diverses, combustibles ou oxidables, produisit des résultats semblables, disparution de l'eau et dégagement d'hydrogène. Lavoisier donnait l'explication de ces expériences capitales en supposant que l'eau était décomposée en ses parties constituantes, l'oxigène et l'hydrogène, dont la première s'unit avec la substance en ignition, et l'autre est dégagée.

La grande expérience de la composition de l'eau, par Fourcroy, MM. Vauquelin et Séguin, commencée le mercredi 13 mai 1790, ne fut achevée que le vendredi 22 du même mois. La combustion fut maintenue avec peu d'interruption pendant 185 heures. Les expérimentateurs ne quittèrent pas un seul moment l'appareil; ils se relevaient alternativement lorsqu'ils étaient fatigués, pour se reposer pendant quelques heures sur des matelas, dans le laboratoire.

Pour obtenir le gaz hydrogène, ils firent d'abord fondre du zinc, qui fut ensuite réduit en poudre dans un mortier très-chaud. Ils se servaient, pour dissoudre ce métal, d'acide sulfurique concentré, étendu de sept parties d'eau, et ils faisaient passer le gaz produit à-travers de l'alcali caustique. Pour se procurer l'oxigène, ils distillèrent deux livres et demie de muriate sur-oxigéné de potasse cristallisé (chlorate de potasse), en faisant également passer le gaz dégagé à travers de l'alcali caustique.

Le volume du gaz hydrogène consumé fut de 25963,563 pouces cubes, dont le poids était 1039,358 grains.

Le volume du gaz oxigène consumé fut de 12570,942 pouces cubes, pesant 6209,869 grains.

Le poids total de l'un et l'autre de ces fluides élastiques était de 7229,227 grains.

Le poids de l'eau obtenu fut de 7245 grains ou 12 onces 4 gros 45 grains d'eau; et par conséquent le déficit, sur ce poids, ne fut que de 4,227 grains.

La quantité du gaz azote, avant l'expérience, était de 415,

256 pouces cubes. Il ne s'en est trouvé, à la fin de l'expérience, que 467; donc l'excès du gaz azote était, à la fin de l'expérience, de 51,744 pouces cubes. Cette augmentation peut être attribuée, suivant Fourcroy et M. Vauquelin, à la petite quantité d'air atmosphérique qui restait dans les cylindres intérieurs des gazomètres, à l'instant où les autres airs y avaient été introduits. Ces 51 pouces cubes en excès ne pouvaient provenir du gaz hydrogène, car il fut reconnu par expérience, qu'il ne contenait pas du-tout de gaz azote. Au surplus, il était presque impossible aux expérimentateurs, en considérant l'établissement de leur appareil, de se garantir de toute présence de ce gaz.

L'eau obtenue ayant été examinée avec le plus grand soin, on lui reconnut toutes les propriétés de l'eau distillée la plus pure. Sa pesanteur spécifique était à celle de l'eau distillée, comme 18671 à 18670.

La décomposition de l'eau est le plus élégamment effectuée par l'électricité, ainsi qu'on le verra à l'article **ÉLECTRICITÉ**.

La composition de l'eau se démontre le mieux en enflammant dans l'eudiomètre un mélange de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène. Les deux gaz disparaissent en totalité, et il en résulte de l'eau pure; un ponce cube (16,39 centimètres cubes) de ce liquide à 15°,5 centigrades, pèse 16,39 grammes, consistant dans

1,816 grammes hydrogène, et
14,574 grammes oxygène.

Centimètres cubes.

Le volume de l'hydrogène est de. 21,717

Le volume de l'oxygène est de. 10,850

32,567

D'où il suit, qu'il y a condensation d'environ deux volumes dans un; et qu'un volume de 16,39 centimètres cubes d'eau en contient 10,850, ou les 0,66 de ce volume en oxygène.

Le nombre équivalent pour l'eau est 1,125, se composant de l'équivalent pour l'oxygène = 1,0 + l'équivalent pour l'hydrogène = 0,125; ou 9 parties, en poids, d'eau, consistent dans 8 parties d'oxygène + 1 partie d'hydrogène.

EAU DE CRISTALLISATION. Il est un grand nombre de sels qui exigent une certaine proportion d'eau pour conserver la forme cristalline, et c'est cette eau qu'on appelle leur eau de cristallisation. Quelques sels la retiennent si faiblement, qu'elle s'en sépare par leur exposition à l'air, et alors ils tombent en poudre. Ces sels sont appelés *efflorescens*: d'autres sels ont une affinité si grande pour l'eau, que les cristaux en attirent encore davantage de l'air, et qu'ils s'y dissolvent; on distingue ces sels sous le nom de *Sels déliquescons*.

EAU FORTE. C'est le nom donné à un acide nitrique faible et impur, d'un emploi commun dans les arts. On le distingue en *double* et *simple*, la force de cette dernière n'étant que la moitié de celle de l'autre. Les artistes qui emploient ces acides appellent l'acide plus concentré, qui est même beaucoup plus fort que l'eau-forte double, *esprit de nitre*. Cette distinction paraît être de quelque utilité, et par conséquent il convient d'en faire mention. (*Voyez ACIDE NITRIQUE.*)

EAU DE LUCE. On a donné ce nom à un composé qui se prépare dans les pharmacies, en unissant l'ammoniaque à l'huile volatile de succin rectifiée.

EAU MÈRE. Lorsque de l'eau de mer, ou toute autre dissolution saline quelconque contenant différens sels, a été évaporée, et que l'on en a retiré les cristaux qui s'y sont formés, il reste toujours un liquide contenant les sels déliquescons, et les impuretés, s'il y en existait dans la

dissolution. Cette eau qui surnage les cristaux après leur formation, et qui n'en a pas produit, s'appelle *eau mère*. On appelle aussi eau mère ou *eau amère*, l'eau de mer ou de sources salées, qui reste après que le sel marin ordinaire y a cristallisé ; l'eau mère de mer abonde en muriate et sulfate de magnésie ; et c'est à la présence de ces sels que l'eau de mer doit son amertume.

FIN DU TOME SECOND.

C11264

S6N







